



**Уральский
федеральный
университет**

имени первого Президента
России Б.Н.Ельцина

**Институт естественных наук
и математики**

**А. В. БРЮЗГИНА
А. С. УРУСОВА
Л. Я. ГАВРИЛОВА**

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
УРАЛЬСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ ПЕРВОГО ПРЕЗИДЕНТА РОССИИ Б. Н. ЕЛЬЦИНА

А. В. Брюзгина, А. С. Урусова,
Л. Я. Гаврилова

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

Рекомендовано методическим советом
Уральского федерального университета
для студентов вуза, обучающихся по направлениям подготовки
27.03.01 «Стандартизация и метрология», 27.03.05 «Инноватика»,
28.03.01 «Нанотехнологии и микросистемная техника»,
05.03.04 «Гидрометеорология»

Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2020

УДК 54(076.5)
ББК 24я73-5
Б898

Под общей редакцией *Л. Я. Гавриловой*

Р е ц е н з е н т ы:

лаборатория органических материалов
Института органического синтеза УрО РАН
(и. о. заведующего лабораторией кандидат химических наук,
старший научный сотрудник *А. В. Пестов*);

Е. Г. Калинина, кандидат химических наук, старший научный сотрудник
лаборатории комплексных электрофизических исследований
(Институт электрофизики УрО РАН)

Брюзгина, А. В.

Б898 Общая и неорганическая химия : практикум / А. В. Брюзгина, А. С. Урусова, Л. Я. Гаврилова ; [под общ. ред. Л. Я. Гавриловой] ; Министерство науки и высшего образования Российской Федерации, Уральский федеральный университет. – Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2020. – 167 с. : ил. – Библиогр.: с. 158–159. – 30 экз. – ISBN 978-5-7996-2955-7. – Текст : непосредственный.
ISBN 978-5-7996-2955-7

Практикум включает описания лабораторных работ, иллюстрирующих основные экспериментальные подходы при проведении качественных и количественных экспериментов. Правильно поставленный эксперимент позволяет проследить закономерности химических процессов, исследовать влияние различных факторов на химические реакции, запомнить свойства веществ, а также способствует выработке методологии химического мышления и соблюдению правил техники безопасности.

Для студентов 1–3 курсов естественно-научных направлений подготовки.

УДК 54(076.5)
ББК 24я73-5

ПРЕДИСЛОВИЕ

Практикум знакомит студентов с техникой безопасности, с самыми важными химическими реакциями и классами соединений. Здесь изучаются свойства и получение основных классов неорганических соединений, а также свойства некоторых газов. Данные работы позволяют овладеть простейшими приемами техники лабораторных работ: взвешиванием, измерением объема и плотности растворов, нагреванием и приготовлением растворов.

Практикум включает описания лабораторных работ, иллюстрирующих основные экспериментальные подходы при проведении качественных и количественных экспериментов. Правильно поставленный эксперимент позволяет проследить закономерности химических процессов, исследовать влияние различных факторов на химические реакции, запомнить свойства веществ, а также способствует выработке методологии химического мышления. В процессе лабораторных занятий по химии складываются навыки проведения химического эксперимента, организации рабочего места, соблюдения правил техники безопасности. В практикуме представлены различные методы изучения классов неорганических веществ, способы измерения объемов и масс веществ, условия протекания реакций ионного обмена.

Каждой лабораторной работе предшествует краткая теория, которая лежит в основе экспериментальных измерений и необходима для осмысления их результатов. Эти вводные разделы не претендуют на систематическое изложение всего теоретического материала и не могут заменить курса лекций и имеющуюся учебную литературу. Затем идет описание приборов и реактивов, используемых при выполнении работы, и порядка ее выполнения. Завершают описание каждой лабораторной работы методические указания по составлению отчета. Для наиболее полного осмысления материала в каждой лабораторной работе есть вопросы для самоконтроля.

Авторы признательны сотрудникам кафедры физической и неорганической химии Л. В. Хвостовой, А. П. Галайда, внесшим существенный вклад в развитие и постановку лабораторных работ, описанных в настоящем пособии.

Тема 1

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ. ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ МЕДИЦИНСКОЙ ПОМОЩИ В ЛАБОРАТОРИИ. ПОСУДА И РЕАКТИВЫ. ИЗМЕРЕНИЕ ОБЪЕМОВ ЖИКОСТЕЙ, ВЗВЕШИВАНИЕ

Цели: освоение правил работы в химической лаборатории; оказание первой медицинской помощи; основная химическая посуда; правила хранения реагентов; правила ведения рабочего журнала.

Правила работы в химической лаборатории

1. Студенту в лаборатории отводится постоянное рабочее место и место для хранения выданной посуды, которые он обязан содержать в чистоте и порядке. На рабочем месте должны находиться только те предметы, которые нужны в данное время для работы.

2. Необходимые для работы реактивы выставляются лаборантом на полки в вытяжном шкафу.

3. Сухие реактивы необходимо брать чистым шпателем или специальной ложечкой. При наливании растворов из склянок следует держать последние таким образом, чтобы этикетка была повернута вверх (во избежание ее загрязнения).

4. Если в руководстве не указано, какое количество вещества необходимо взять для проведения в пробирке того или иного опыта, предлагается брать сухое вещество в количестве, закрывающем дно пробирки, а раствор – не более $\frac{1}{8}$ объема пробирки.

5. Неизрасходованные реактивы ни в коем случае нельзя высыпать (выливать) обратно в склянки.

6. Крышки и пробки от реактивных банок и склянок следует класть на стол поверхностью, не соприкасающейся с реактивом.

7. После окончания работы необходимо навести порядок на рабочем месте, а посуду вымыть и убрать в индивидуальный ящик для хранения. Посуду и инструменты общего пользования следует вернуть на исходное место.

Оказание первой медицинской помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу (рук, лица и т. д.) концентрированных кислот (серной, азотной, уксусной и т. д.) следует на обожженное место немедленно нанести слабощелочной водный раствор и затем промывать сильной струей воды в течение 3–5 мин., после чего наложить повязку из ваты, смоченной 3 %-ным раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи нужно немедленно обратиться к врачу.

2. При ожоге кожи растворами щелочей следует на обожженное место немедленно нанести необходимое количество пищевой соли и промывать обожженный участок кожи водой до тех пор, пока кожа не перестанет быть скользкой на ощупь, после чего наложить повязку, смоченную 3 %-ным раствором перманганата калия.

3. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза немедленно промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего обратиться к врачу. Глаза промывают водой, затем раствором борной кислоты или гидрокарбоната натрия. После заключительного ополаскивания глаз чистой водой под веки следует ввести 2–3 капли раствора альбукцида с массовой долей вещества 30 %.

4. При ожоге кожи горячими предметами (стеклом, металлами и т. п.) сначала нужно наложить повязку, смоченную 3 %-ным раствором перманганата калия, а затем мазь от ожогов.

5. При отравлении хлором, бромом, сероводородом необходимо вывести пострадавшего на воздух, а затем обратиться к врачу.

6. Отравление кислотами: выпить 4–5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же взвеси оксида магния

в воде и снова вызвать рвоту. После этого сделать промывание желудка теплой водой. Общий объем жидкости – не менее 6 л.

7. Отравление щелочами: выпить 4–5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же водного раствора уксусной кислоты с массовой долей вещества 2 % и снова вызвать рвоту. После этого сделать промывание желудка теплой водой.

8. Отравление фенолом: выпить 4–5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же розового раствора перманганата калия и снова вызвать рвоту. Третье промывание сделать водным раствором этанола с массовой долей вещества 5 % (объем не менее 1 л).

9. Отравление парами брома: нюхать с ватки нашатырный спирт, затем промыть слизистые оболочки носа и горла водным раствором гидрокарбоната натрия с массовой долей вещества 2 %.

10. Ожоги 1-й степени: обработать этиловым спиртом и наложить сухую стерильную повязку.

11. Ожоги едким веществом: удалить едкое вещество с кожи встряхиванием или снятием пинцетом, сухой бумагой или стеклянной палочкой.

12. Ожоги растворами кислот или щелочей: смыть вещества после встряхивания видимых капель под струей воды.

13. Ожоги негашеной известью: снимать известь следует пинцетом или тампоном, смоченным минеральным или растительным маслом. Запрещается пользоваться водой. После удаления с кожи травмирующего вещества пораженный участок обрабатывают раствором уксусной кислоты или гидрокарбоната натрия с массовой долей вещества 2 %. Затем ополаскивают водой и накладывают повязку с фурацилином.

14. Ожоги йодом или жидким бромом: вещество удаляют с кожи этиловым спиртом и накладывают примочку из раствора гидрокарбоната натрия.

Основная посуда, применяемая в практикуме.

Основные препаративные приемы работы

Мерная химическая посуда. Мерной называют посуду, применяемую для измерения объемов жидкостей. К ней относятся цилиндры, бюретки, пипетки, мерные колбы.

Цилиндры применяют в тех случаях, когда измерения не требуют большой точности. Мерные цилиндры – это стеклянные сосуды с нанесенными на наружной стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах. Вместимость цилиндров бывает от 5–10 мл до 1 л и больше.

Пипетки служат для отмеривания и переноса определенного объема жидкости. Обычные пипетки представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с расширением посередине. Нижний конец пипетки слегка оттянут и имеет диаметр около 1 мм. Пипетки бывают вместимостью от 0,1 до 100 мл. В верхней части пипетки имеется метка, до которой набирают жидкость.

Для наполнения пипетки нижний ее конец опускают в жидкость до дна сосуда. С помощью груши набирают жидкость, следя, чтобы кончик пипетки все время находился в жидкости. Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 2–3 мм выше метки, быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Затем ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость медленно вытекает из пипетки.

Бюретки – узкие трубки с делениями, отмеривающими объем вытекающей жидкости. Обычная емкость бюреток – 5, 10, 30, 40, 50, 100 мл. Точность измерения – 0,1 %.

Мерные колбы применяют для приготовления заданного объема раствора. Они представляют собой плоскодонные сосуды различной вместимости. На горлышке колбы имеется метка, а на самой колбе указана ее вместимость в миллилитрах при определенной температуре.

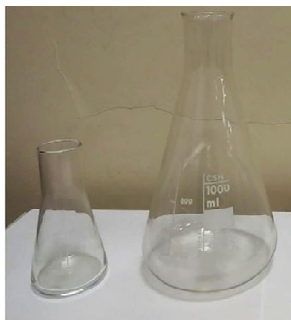
Тонкостенная и толстостенная химическая посуда. Для проведения различных химических опытов применяется особая посуда из тонкостенного или толстостенного стекла. Изделия из тонко-

стенного стекла стойки к колебаниям температуры, поэтому в них обычно проводятся химические операции, требующие нагревания. Химическую посуду из толстостенного стекла нагревать нельзя.

Наиболее часто в практикуме употребляется стеклянная посуда, изображенная на рис. 1: стаканы (а), пробирки (б), колбы конические (в) и плоскодонные (г).



а



б



в



г

Рис. 1. Лабораторная посуда:

а – стаканы; б – пробирки; в – колбы конические; г – колбы плоскодонные

Для измерения объема жидкостей используются мерные градуированные цилиндры (рис. 2, *а*) и пипетки разных типов (рис. 2, *б*). Для фильтрования используются конические воронки (рис. 3, *а*), воронки с пористым стеклянным дном или фильтр Шотта (рис. 3, *б*) и др.



Рис. 2. Мерная посуда:

а – градуированные цилиндры; *б* – пипетки

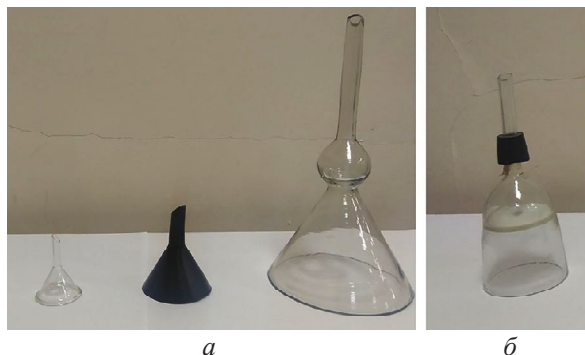


Рис. 3. Оборудование для фильтрования и переливания жидкости:

а – конические воронки; *б* – воронки с пористым стеклянным дном или фильтр Шотта

Мытье посуды. Химическая посуда после проведения опыта должна быть тщательно вымыта. Вначале ее промывают водопроводной водой; если при этом механические загрязнения не удаляются, нужно применить моющие средства и специальную щетку-ерш.

Весы и взвешивание. При помощи весов определяют массу тела, сравнивая ее с массой, условно принятой за единицу.

В зависимости от точности взвешивания весы разделяют на следующие группы:

- 1) технические для грубого взвешивания (точность до 1 г);
- 2) технические для точного взвешивания (точность до 0,01 г);
- 3) аналитические (точность 10^{-4} – 10^{-6}).

Приступая к взвешиванию, необходимо убедиться, что весы правильно установлены.

При взвешивании рекомендуется использовать специальную посуду (весовое стекло, чистый сухой стакан, бюкс).

После окончания взвешивания ничего не оставлять на весах и всегда убирать просыпавшиеся реагенты с поверхности весов и поверхности рядом с весами.

Перемешивание смесей и растворов. Перемешивание небольших количеств веществ в течение короткого времени удобно проводить вручную путем взбалтывания (встряхивания) или с помощью стеклянной палочки. Для перемешивания реакционных смесей в плоскодонных сосудах используют магнитные мешалки. В сосуд с реакционной смесью помещают небольшой стальной стержень – якорек, запаянный в стекло или тефлон. Он приводится в движение с помощью магнита, который вращается в корпусе, выполненном в виде столика для установки реакционного сосуда. На такой мешалке можно также нагревать перемешиваемую реакционную смесь. Большие количества или густые (вязкие) смеси перемешивают с помощью электромеханической мешалки.

Нагревание. Нагревание растворов или твердых веществ можно проводить в пробирке, стакане, колбе (на термостойкой посуде имеется матовая метка ТУ или Therm). В качестве нагревателя используются спиртовки, электроплитки, водяные и песчаные бани.

При нагревании пробирок с небольшим количеством вещества пробирку закрепляют в пробиркодержателе (отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и соседей). Небольшим пламенем спиртовки осторожно прогревают всю пробирку, затем доводят до кипения верхний слой жидкости и нагревают до кипения все содержимое пробирки. Можно также нагревать при непрерывном встряхивании рукой пробирки, зажатой в держателе. Большие количества жидкостей или растворов нагревают в стакане или колбе на водяной бане или на плитке.

Способы разделения смесей и очистки веществ в лабораторных условиях

Определим различие между «методами разделения смесей» и «методами очистки веществ». В первом случае важно получить в чистом виде все составляющие смесь компоненты. При очистке вещества получением в чистом виде примесей, как правило, пренебрегают.

Способы разделения смесей (и гетерогенных, и гомогенных) основаны на том факте, что вещества, входящие в состав смеси, сохраняют свои индивидуальные свойства. Гетерогенные смеси могут различаться по составу и фазовому состоянию, например, газ + жидкость; твердое вещество + жидкость; две несмешивающиеся жидкости и др. Основные способы разделения смесей представлены на рис. 4. Рассмотрим каждый способ отдельно.

Разделение гетерогенных смесей

Для разделения гетерогенных смесей, представляющих собой системы «твердое тело – жидкость» или «твердое тело – газ», выделяют три основных способа:

- 1) отстаивание;
- 2) фильтрование;
- 3) декантирование;
- 4) магнитная сепарация;
- 5) флотация.

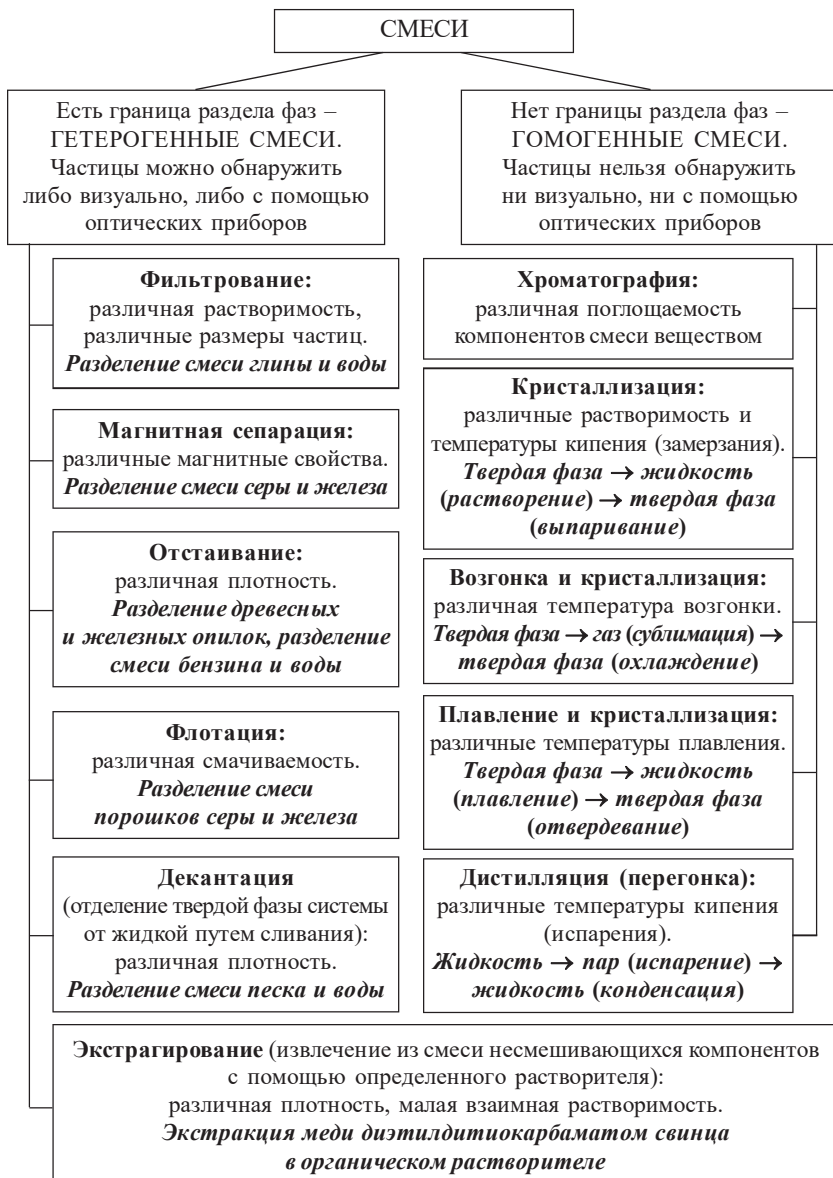


Рис. 4. Основные способы разделения однородных и неоднородных смесей

Отстаивание. Метод основан на *различной скорости оседания твердых частиц с разным весом (плотностью)* в жидкой или воздушной среде. Метод используют для разделения двух и более твердых нерастворимых веществ в воде (или другом растворителе). Смесь нерастворимых веществ помещают в воду, тщательно перемешивают. Спустя некоторое время вещества с плотностью > 1 оседают на дно сосуда, а вещества с плотностью < 1 всплывают.

Если в смеси находится несколько веществ с разной силой тяжести, то в нижнем слое будут отстаиваться более тяжелые вещества, а затем более легкие. Такие слои тоже можно разделить. Например, разделение смеси, состоящей из песка и глины. Это одна из стадий в керамическом производстве (например, в производстве кирпичей). Для разделения такой смеси используют метод отстаивания. Смесь помещают в воду и перемешивают. Глина и песок с разной скоростью оседают в воде. Поэтому песок осядет значительно быстрее глины.

Метод отстаивания используют также для разделения смесей нерастворимых в воде твердых веществ с разной плотностью. Например, так можно разделить смесь железных и древесных опилок (древесные опилки в воде всплывут, а железные осядут). Раньше подобным образом выделяли крупинки золота из измельченной золотоносной породы. Золотоносный песок помещали на наклонный желоб, по которому пускали струю воды. Поток воды подхватывал и уносил пустую породу, а тяжелые крупинки золота оседали на дне желоба. В случае газовых смесей также происходит оседание твердых частиц на твердых поверхностях, например, оседание пыли на мебели или листьях растений.

Данным методом можно разделять и несмешивающиеся жидкости. Для этого используют делительную воронку (рис. 5). Например, для разделения бензина и воды смесь помещают в делительную воронку, ждут момента, пока не появится четкая граница раздела фаз, после чего аккуратно открывают краник, и в стакан стекает вода.

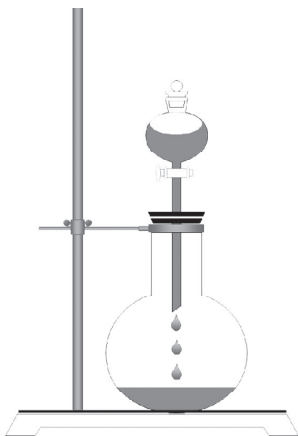


Рис. 5. Разделение смеси бензина и воды методом отстаивания

Отстаиванием можно разделить смеси:

- речного песка и глины;
- тяжелого кристаллического осадка от раствора;
- нефти и воды;
- растительного масла и воды и т. д.

Фильтрование. Метод позволяет отделить твердое вещество от жидкости или газа. Фильтрование – метод, *основанный на различной растворимости веществ и разных размерах частиц компонентов смеси.*

Фильтрование применяют для разделения твердых и жидких компонентов смеси. При фильтровании раствор с осадком пропускают через мелкопористый материал (фильтр), который задерживает на своей поверхности твердые частицы.

Для фильтрования жидкостей можно использовать фильтровальную бумагу, которую обычно складывают в четыре раза и вставляют в стеклянную воронку. Воронку помещают в стакан, в котором скапливается отфильтрованная жидкость. Жидкость, прошедшую через фильтр и освобожденную от находившихся в ней твердых частиц, называют *фильтратом*, или *маточным раствором*.

В качестве фильтров в лаборатории наиболее часто используют фильтровальную бумагу разной пористости. Пористость определяют по цвету, обозначенному на упаковке фильтров.

Размер пор в фильтровальной бумаге таков, что позволяет молекулам воды и молекулам растворенного вещества беспрепятственно просачиваться. Частицы размером больше 0,01 мм задерживаются на фильтре и не проходят сквозь него, таким образом формируется слой осадка.

Бумажные фильтры применяют в виде простых (гладких) и складчатых. Складчатый фильтр отличается от простого тем, что у него большая фильтрующая поверхность. Размер фильтра должен быть таким, чтобы верхний край его не доходил до края воронки на 3–5 мм.

Когда целью фильтрования является выделение твердого осадка, фильтрование проводят через простой, гладкий фильтр. Когда целью является получение жидкости, освобожденной от механических примесей, применяют складной фильтр.

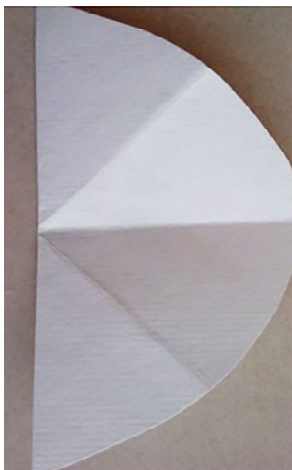
При фильтровании сливают жидкость вместе с осадком по стеклянной палочке на фильтр, чтобы не порвалась фильтровальная бумага.

Изготовление гладкого фильтра. Чтобы приготовить гладкий фильтр, из листа фильтровальной бумаги вырезают ножницами квадратный кусок, размер которого зависит от размера воронки; складывают его сначала вдвое, а потом вчетверо (рис. 6).

Угол сложенного квадрата обрезают ножницами по дуге, отделяют пальцем один слой бумаги от трех остальных и расправляют. Получается конус. Приготовленный фильтр вкладывают в воронку так, чтобы он плотно прилегал к ее стенкам; затем, слегка прижимая бумагу пальцем к стеклу воронки, смачивают фильтр небольшим количеством растворителя.

Изготовление складчатого фильтра. Для изготовления складчатого фильтра гладкий фильтр раскрывают так, чтобы получился полукруг (см. рис. 6). Затем складывают по радиусу как можно чаще то в одну, то в другую сторону. Получается гармошка, которую расправляют так, чтобы получился конус, и вставляют ее в воронку.

При фильтровании следует переносить смесь жидкости с твердым веществом по стеклянной палочке. Воронка должна быть заполнена жидкостью так, чтобы уровень ее был на 2–3 мм ниже края фильтра.



а



б



в



г

Рис. 6. Изготовление гладкого – *а, б* и складчатого – *а, в, г* фильтров

Запомните: с помощью фильтрования нельзя разделить истинные растворы веществ, т. е. растворы, в которых растворение произошло на уровне молекул или ионов.

Кроме фильтровальной бумаги в химических лабораториях используют специальные фильтры с разным размером пор.

Фильтрация газовых смесей принципиально не отличается от фильтрации жидкостей. Разница заключается только в том, что при фильтрации газов от твердых взвешенных частиц (ТВЧ) используются фильтры специальных конструкций (бумажный, угольный) и насосы для принудительного прокачивания газовой смеси через фильтр, например, фильтрации воздуха в салоне автомобиля или вытяжки над плитой.

Фильтрацией можно разделить:

- крупы и воду;
- мел и воду;
- песок и воду и т. д.;
- пыль и воздух (различные конструкции пылесосов).

Декантация. Для отделения осадков от маточного раствора часто используют декантацию. Для этого осадку дают осесть на дно стакана и затем осторожно, не взмучивая его, сливают жидкость. Далее в стакан с осадком вливают небольшое количество воды, перемешивают с осадком и снова повторяют процедуру.

Магнитная сепарация. Метод основан на разных магнитных свойствах твердых компонентов смеси. Данный метод используют при наличии в смеси веществ – ферромагнетиков, т. е. веществ, обладающих магнитными свойствами, например железа.

Все вещества, по отношению к магнитному полю, условно можно разделить на следующие большие группы:

- 1) ферромагнетики: притягиваются магнитом (Fe, Co, Ni, Gd, Dy);
- 2) парамагнетики: слабо притягиваются (Al, Cr, Ti, V, W, Mo);
- 3) диамагнетики: отталкиваются от магнита (Cu, Ag, Au, Bi, Sn).

Магнитной сепарацией можно разделить:

- порошок серы и железа;
- сажу и железо и т. д.

Флотация. Метод разделения смесей, основанный на различии смачиваемости компонентов, называется флотацией (от франц. *flotter* – плавать).

Например, смесь порошков серы и железа можно разделить еще одним методом, используя знание о смачиваемости компонентов смеси водой. Железо смачивается водой, т. е. вода растекается по поверхности железа. Сера же водой не смачивается. Если поместить в воду кусок серы, то он утонет, так как плотность серы больше плотности воды. А вот порошок серы всплывет, поскольку к несмачивающимся водой крупинкам серы прилипают пузырьки воздуха и выталкивают их на поверхность. Для разделения смеси нужно поместить ее в воду. Порошок серы всплывет, а железо утонет.

Разделение гомогенных смесей

Для разделения жидких гомогенных смесей (истинных растворов) используют следующие методы:

- 1) выпаривание (кристаллизация);
- 2) дистилляция (перегонка);
- 3) хроматография;
- 4) адсорбция.

Выпаривание (кристаллизация). Метод основан на различных температурах кипения растворителя и растворенного вещества. Используется для выделения растворимых твердых веществ из растворов.

Выпаривание обычно проводят следующим образом: раствор наливают в фарфоровую чашку и нагревают ее, постоянно перемешивая раствор. Вода постепенно испаряется, и на дне чашки остается твердое вещество.

Кристаллизация – фазовый переход вещества из газообразного (парообразного), жидкого или твердого аморфного состояния в кристаллическое. При этом испаренное вещество (воду или растворитель) можно собрать методом *конденсирования* на более холодной поверхности. Например, если поместить холодное предметное стекло над выпаривательной чашкой, то на его поверхности образуются капли воды. На этом же принципе основан метод дистилляции.

Кристаллизация является простейшим методом разделения и очистки твердых веществ. Метод кристаллизации состоит из следующих стадий:

- 1) растворение твердого вещества в минимальном объеме кипящего растворителя (приготовление насыщенного раствора);
- 2) фильтрование горячего раствора для удаления нерастворимых примесей (если они присутствуют);
- 3) охлаждение раствора и образование кристаллов;
- 4) отделение кристаллов от маточного раствора фильтрованием;
- 5) высушивание кристаллов.

Для того чтобы достичь высокой степени чистоты, может потребоваться неоднократная перекристаллизация.

Для успешной кристаллизации чрезвычайно важным является правильный выбор растворителя, в котором очищаемое вещество легко растворяется при нагревании и практически не растворяется на холоде и в котором хорошо растворимы примеси.

На практике растворитель подбирают путем серии пробных кристаллизаций. Общая закономерность *«подобное растворяется в подобном»*, т. е. полярные соединения более растворимы в полярных растворителях, чем в неполярных, и наоборот.

Необходимо знать, что растворители – четыреххлористый углерод, бензол и хлороформ – являются токсичными и работать с ними нужно аккуратно.

Приготовление насыщенного раствора. После подбора растворителя очищаемый твердый продукт помещают в коническую колбу со шлифом. Добавляют минимальное количество растворителя, чтобы покрыть им твердое вещество. Присоединяют к колбе обратный холодильник и нагревают смесь на водяной бане или электроплитке до кипения. Нагревают в течение нескольких минут, и при этом часть твердого вещества растворяется. Затем через обратный холодильник пипеткой добавляют растворитель небольшими порциями до полного растворения твердого вещества. После каждого добавления растворителя дают возможность содержимому в колбе кипеть в течение нескольких минут для растворения твердого вещества.

Запомните: необходимо использовать минимальный объем растворителя.

Если в растворе присутствуют нерастворимые примеси, нужно провести фильтрование горячего раствора. Интенсивно окрашенные растворы, содержащие примеси смолы, обесцвечивают древесным углем.

Для этого раствор немного охлаждают, добавляют порошкообразный древесный уголь (1–3 % от массы органического твердого вещества), доводят раствор до кипения и кипятят с обратным холодильником в течение нескольких минут. Древесный уголь удаляют горячим фильтрованием.

Кристаллизацию проводят следующими способами:

1) после горячего фильтрования насыщенный раствор медленно охлаждают до комнатной температуры, а затем помещают в холодильник;

2) в насыщенный раствор при комнатной температуре добавляют по каплям второй растворитель, в котором вещество плохо растворимо, до тех пор, пока не появится слабая опалесценция, а затем еще добавляют одну или две капли первого растворителя, чтобы устранить помутнение (образования двух фаз не должно происходить).

Наиболее часто применяют следующие смеси двух растворителей:

- 1) диэтиловый эфир – н. гексан;
- 2) дихлорметан – н. гексан;
- 3) хлороформ – циклогексан;
- 4) ацетон – диэтиловый эфир;
- 5) ацетон – вода;
- 6) метанол – вода;
- 7) этанол – вода.

В некоторых случаях кристаллы при охлаждении раствора не образуются, даже если раствор пересыщен. Это может происходить из-за отсутствия центров, инициирующих образование кристаллов.

Для ускорения процесса кристаллизации применяют несколько способов:

1) добавляют «затравочный» кристалл («затравку») того же самого вещества (для этой цели полезно оставлять небольшое количество неочищенного вещества);

2) потирают стеклянной палочкой с острыми краями по внутренней стороне колбы на уровне жидкости, что приводит к образованию неровностей на стеклянной поверхности, которые служат центрами роста кристаллов;

3) раствор переохлаждают (до $-70\text{ }^{\circ}\text{C}$) и медленно нагревают до комнатной температуры с одновременным потиранием стеклянной палочкой.

Температура для наилучшего образования зародышей кристаллов лежит \sim на $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, а для наилучшего роста кристаллов \sim на $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ ниже температуры плавления кристаллизующегося соединения.

Слишком сильное и быстрое охлаждение часто не приводит к кристаллизации.

Следует обратить внимание на то, чтобы температура кипения растворителя была ниже температуры плавления вещества, которое необходимо перекристаллизовать как минимум на $30\text{ }^{\circ}\text{C}$. При нарушении такого интервала температур вещество, как правило, выделяется в виде масла.

Замечание: кристаллизация – это трудоемкий процесс, требующий терпения и экспериментального мастерства, в котором пробуют всегда большое число растворителей и обязательно контролируют степень очистки по температуре плавления и хроматографическими методами (например, тонкослойной хроматографии).

После проведения кристаллизации кристаллы отфильтровывают, сушат и взвешивают. Низкий выход очищаемого вещества указывает на то, что используемый растворитель не был идеальным или его было взято слишком много. В таких случаях из фильтрата (маточного раствора) можно дополнительно выделить кристаллы после удаления избытка растворителя на ротаторном испарителе и охлаждении оставшегося раствора. Как правило, эти последующие порции вещества менее чистые, чем выделенные ранее.

Ход работы при кристаллизации. Немного твердого вещества (от 10 до 15 мг) помещают в чистую пробирку и при перемешивании по каплям добавляют 0,25–5 мл растворителя. Если твердое вещество растворяется в одном из растворителей на холоде, то для перекристаллизации следует использовать смесь двух растворителей.

Если вещество не растворяется, пробирку подогревают на водяной бане до кипения, периодически встряхивая. Если вещество растворилось не полностью, добавляют растворитель малыми порциями до общего объема примерно 1,5 мл.

Если часть твердого вещества не растворилась, то следует попробовать другой растворитель. При получении прозрачного раствора пробирку охлаждают. Если после стояния в течение нескольких минут кристаллы не появляются, добавляют в качестве «затравки» кристалл или потирают стенку пробирки стеклянной палочкой.

Фильтрование с использованием фильтровальных воронок. После завершения кристаллизации (см. предыдущий подраздел) кристаллы отделяют от маточного раствора вакуумным фильтрованием.

Обычно используют два типа фильтровальных воронок:

- со стеклянной пористой пластинкой различной степени пористости (от 1 – крупнозернистые до 5 – мелкозернистые), пористость 3 является самой распространенной,
- воронки типа Бюхнера (для больших количеств веществ) и Хирша (для малых количеств веществ) с вложенными в них кружками фильтровальной бумаги. Оба типа воронок имеют широкий набор размеров.

Воронки с пористым стеклянным фильтром, известные как «воронки Шотта» (см. рис. 3, б), следует использовать в случае агрессивных по отношению к фильтровальной бумаге растворов, содержащих концентрированные кислоты, уксусный ангидрид и т. д. Важно, чтобы фильтр был чистым и свободно пропускал жидкость.

Фильтровальная воронка соединяется с фильтровальной колбой (Бунзена) или фильтровальной пробиркой с отводом. Отсасывание обеспечивается вакуумным водоструйным насосом. При фильт-

ровании через воронку Бюхнера или Хирша фильтровальная бумага на дне воронки должна покрывать всю сетчатую пластинку, не загибаясь у стенок. Фильтровальную бумагу необходимо смочить чистым растворителем, чтобы она прилипла ко дну.

К системе подключают слабый вакуум и переносят раствор с кристаллами в воронку. Вакуум устанавливают таким, чтобы через фильтр проходила ровная струя фильтрата. Кристаллы в воронке промывают небольшой порцией холодного растворителя.

Для этого убирают вакуум, добавляют растворитель, чтобы он только покрыл поверхность кристаллов, затем аккуратно перемешивают шпателем или палочкой, не допуская разрыва фильтровальной бумаги, и подключают вакуум.

Промывают кристаллы с большой осторожностью, так как это может привести к значительным потерям, если вещество заметно растворяется в холодном растворителе. Кристаллы на фильтре отжимают от растворителя плоской стороной стеклянной пробки.

Для простого фильтрования используют воронку со складчатым фильтром. Способы изготовления фильтров были рассмотрены ранее в подразделе «Фильтрование».

Для очистки и удаления интенсивно окрашенных загрязнений раствор фильтруют через кизельгур или силикагель. Для этого их насыпают тонким слоем в фильтровальную воронку Шотта или помещают в короткую колонку.

Дистилляция. Перегонка. Возгонка. Если вещество, например сахар, разлагается при нагревании, то воду испаряют не полностью – упаривают раствор, а затем из насыщенного раствора осаждают кристаллы сахара. Иногда требуется очистить растворители от примесей, например, воду от соли. В этом случае растворитель следует испарить, а затем его пары необходимо собрать и сконденсировать при охлаждении. Такой способ разделения гомогенной смеси называется *дистилляцией*, или *перегонкой*.

В природе вода в чистом виде (без солей) не встречается. Океаническая, морская, речная, колодезная и родниковая вода – это разновидности растворов солей в воде. Однако часто людям необходима чистая вода, не содержащая солей (используется в двига-

телях автомобилей; в химическом производстве для получения различных растворов и веществ; при изготовлении фотографий). Такую воду называют дистиллированной, именно ее применяют в лаборатории для проведения химических опытов.

При *возгонке* происходит испарение вещества при нагревании в вакууме (ниже температуры плавления вещества) с конденсацией паров на охлажденной поверхности.

Очистка твердого вещества возгонкой возможна только в том случае, если давление его паров выше, чем давление паров примесей. Когда давление паров твердого вещества соответствует приложенному давлению, получают наилучшие результаты.

Пример: Е-стильбен (транс-Стильбен или транс-1,2-дифенилэтилен $C_{14}H_{12}$) возгоняют при температуре 100 °С и давлении 20 мм рт. ст.

Возгонку проводят в специальном приборе – сублиматоре.

Ход работы при процессе возгонки. Сублимируемое вещество измельчают в порошок, помещают на дно колбы и вставляют «пальчиковый» холодильник. Перед сублимацией из очищаемого вещества удаляют растворители и другие летучие продукты во избежание загрязнения сублимата. Прибор подключают к водоструйному насосу и, медленно перекрывая кран, создают вакуум в приборе. После вакуумирования сублиматор медленно нагревают до тех пор, пока на поверхности «пальчикового» холодильника не прекратится осаждение кристаллов.

Температуру нагрева повышают медленно, чтобы избежать разбрызгивания вещества.

После завершения возгонки прибор охлаждают, *очень осторожно выключают вакуум* и открывают. При открывании сублиматора избегают резкого встряхивания (*при необходимости прогревают или ф!*), чтобы не вызвать осыпания кристаллов с охлаждающего «пальчикового» холодильника. Затем сублимированное вещество переносят шпателем на часовое стекло или фильтровальную бумагу.

Перегонка является наиболее важным, широко используемым методом очистки органических жидкостей и разделения жидких

смесей. Этот метод заключается в кипячении и выпаривании жидкости с последующей конденсацией паров в дистиллят. При снижении давления температура кипения понижается, что позволяет перегонять высококипящие жидкости и масла. Такой метод называется вакуумной перегонкой.

Простейшая перегонка является эффективной только в том случае, если компоненты разделяемой смеси отличаются по температурам кипения не менее чем на 60 °С. Во всех других случаях вещества подвергают фракционированной перегонке с использованием разного типа перегонных колонн.

Простейшей колонкой (дефлегматор Вигре) может быть колонка с наполнителем, так называемая насадочная. С помощью высокоэффективной набивной колонки разделяют компоненты с очень близкими температурами кипения (различие в температурах кипения до 2 °С).

При атмосферном давлении обычно перегоняют вещества с температурами кипения от 50 °С до 130 °С (при более высокой температуре кипения вещества возникает опасность его термического разложения). *Высококипящие вещества перегоняют при пониженном давлении (в вакууме).* Вакуум до 7 мм рт. ст. получают с использованием водоструйного насоса.

Колбу для перегонки (*обязательно круглодонную!*) заполняют не более чем на $\frac{2}{3}$. Для измерения температуры кипения вещества в насадку (дефлегматор) вставляют термометр. Для правильного измерения температуры кипения шарик термометра должен находиться чуть ниже бокового отвода насадки.

Для перегонки обычно используют холодильник Либиха, причем вода поступает в нижний отвод и выходит из верхнего. При перегонке при атмосферном давлении в колбу помещают несколько гранул (кусочков) «кипятильников», для того чтобы обеспечить равномерное кипение. Если перегонку прерывают, то перед ее возобновлением в колбу помещают свежие «кипятильники».

Никогда не добавляйте кипятильники в перегретую или кипящую жидкость, так как это приводит к бурному вскипанию и выбросу содержимого из колбы!

Перед началом перегонки проверяют подключение воды к холодильнику. Когда жидкость закипит, нагрев уменьшают и, контролируя температуру бани, устанавливают медленную и стабильную перегонку.

Для обеспечения необходимой скорости перегонки температура в бане не должна быть более чем на 30 °С выше температуры кипения вещества.

Наилучшее разделение достигается при скорости 10 капель в минуту.

Для перегонки при пониженном давлении используют колбу Кляйзена. В колбу помещают тонкий капилляр, так чтобы он не доходил до ее дна на 2–3 мм. При подключении вакуума через капилляр в прибор поступает воздух и возникает поток мелких пузырьков, которые способствуют равномерному кипению. Для каждой перегонки необходимо оттягивать новый капилляр. При перегонке в вакууме вместо простого алонжа используют «паук», который представляет собой алонж с несколькими отводами и позволяет собирать несколько порций.

Жидкость, предназначенная для перегонки, не должна содержать легкокипящих растворителей (их предварительно отгоняют на роторном испарителе), так как при возникновении вакуума резкое снижение давления приведет к неконтролируемому вспениванию содержимого колбы и его выбросу через дефлегматор в холодильник и приемники.

Вакуум отключают от прибора только после его охлаждения осторожным поворотом крана на манометре, а не перекрыванием крана водоструйного насоса!

Перегонка с водяным паром. Перегонка с паром представляет собой перегонку воды с жидкими, не смешивающимися с водой органическими соединениями. Преимущество такой перегонки заключается в возможности перегонки чувствительных к нагреванию соединений, перегоняющихся при этом ниже их температуры кипения при атмосферном давлении, а именно при температуре кипения воды.

Так, например, лимонен (температура кипения 178 °С при 760 мм рт. ст.) перегоняется с водой (температура кипения 100 °С при 760 мм рт. ст.) при температуре 98 °С. При этом количественное соотношение в дистилляте (в граммах) лимонен : вода составляет 1 : 1,54.

Перегонка с водяным паром также имеет важное значение при отделении легкокипящих продуктов от смолистых веществ, которые трудно отделяются перегонкой или кристаллизацией.

Перегонкой можно разделить:

- воду и спирт;
- нефть (на различные фракции);
- ацетон и воду и т. д.

Хроматография. Метод разделения и анализа смесей веществ. Основан на разных скоростях распределения исследуемого вещества между двумя фазами – неподвижной и подвижной (*элюент*).

Неподвижная фаза, как правило, представляет собой сорбент (мелкодисперсный порошок, например, оксид алюминия или оксид цинка, или фильтровальная бумага) с развитой поверхностью, а подвижная – поток газа или жидкости. Поток подвижной фазы фильтруется через слой сорбента или перемещается вдоль слоя сорбента, например, по поверхности фильтровальной бумаги.

Например, можно самостоятельно получить хроматограмму и увидеть сущность метода на практике. Нужно смешать несколько чернил, и каплю полученной смеси нанести на фильтровальную бумагу. Затем точно в середину цветного пятнышка начнем по каплям приливать чистую воду.

Каждую каплю нужно вносить только после того, как впитается предыдущая. Вода играет роль элюента, переносящего исследуемое вещество по сорбенту – пористой бумаге. Вещества, входящие в состав смеси, задерживаются бумагой по-разному: одни хорошо удерживаются ею, а другие впитываются медленнее и продолжают некоторое время растекаться вместе с водой. Вскоре по листу бумаги начнет расплзаться настоящая красочная хроматограмма: пятно одного цвета в центре, окруженное разноцветными концентрическими кольцами.

Хроматографические методы широко используются в органической химии для анализа реакционных смесей и препаративного выделения продуктов реакции:

- в частности, для контроля за полнотой протекания реакции;
- проверки полученных соединений на чистоту;
- разделения смеси веществ.

Различают жидкостную хроматографию (тонкослойную на пластинках и колоночную) и газовую хроматографию.

Тонкослойная хроматография (ТСХ) – один из наиболее широко используемых методов в практикуме. Разделение проводят на пластинке с готовым слоем сорбента (силикагель или оксид алюминия), нанесенным на пластмассовую подложку или алюминиевую фольгу. Большие листы разрезают на полоски нужного размера.

Особенно большое распространение получила ТСХ в органическом анализе. Достоинства ТСХ в том, что можно использовать простейший и очень чувствительный метод детектирования – визуальный контроль. Проявлять невидимые глазу пятна можно различными реактивами, а также используя ультрафиолетовый свет или автордиографию.

В анализе органических и неорганических веществ применяют хроматографию на бумаге. Разработаны многочисленные методы разделения сложных смесей ионов, например, смесей редкоземельных элементов, продуктов деления урана, элементов группы платины.

Колоночная хроматография – это метод для разделения смесей в препаративных целях. Существует несколько разновидностей препаративной колоночной хроматографии, которые различаются по типам колонок и по методам пропускания элюирующего растворителя: колоночная хроматография с «гравитационным элюированием» (т. е. под действием собственной силы тяжести), более быстрые и эффективные флеш-хроматография, хроматография среднего давления и флеш-хроматография на сухой колонке.

Стандартной практикой является колоночная хроматография с «гравитационным элюированием». Разделение выполняют на ко-

лонке, представляющей собой стеклянную трубку, заполненную сорбентом (оксид алюминия или силикагель), выполняющим роль пористого слоя, через который протекает подвижная фаза.

Подвижной фазой, обычно называемой «элюирующий растворитель» или «элюент», является органический растворитель типа гексана или петролейного эфира. Разделяемая смесь с помощью растворителя помещается в верхнюю часть колонки, где она сорбируется неподвижной фазой, а затем через колонку непрерывно пропускают элюент. Каждый компонент смеси переносится вниз по колонке элюентом со скоростью, которая зависит от его сродства к сорбенту. В идеальном случае смесь разделяется на отдельные компоненты (слои), которые медленно опускаются вниз и в конечном итоге собираются в приемник.

Сильно адсорбирующиеся полярные соединения (спирты, амины, карбоновые кислоты) продвигаются медленнее, чем менее полярные соединения (карбонильные соединения, простые эфиры, углеводороды), которые адсорбируются менее сильно.

Обычно элюент собирают порциями. Каждую порцию проверяют с помощью ТСХ на присутствие того или иного компонента смеси. Затем соответствующие порции объединяют, удаляют растворитель на ротаторном испарителе и выделяют соединение.

Для того чтобы не потерять какое-либо соединение из разделяемой смеси, ее взвешивают перед началом хроматографирования и после разделения взвешивают каждый компонент.

Способы разделения смесей, используемые в промышленности

Способы разделения смесей, используемые в промышленности немногим отличаются от лабораторных способов, описанных выше. Например, для разделения нефти чаще всего используют ректификацию (перегонку).

Самыми распространенными методами очистки и разделения веществ в промышленности являются отстаивание, фильтрация, сорбция и экстракция. Методы фильтрации и отстаивания проводятся аналогично лабораторным методам, с той разницей,

что используются отстойники и фильтры больших объемов. Чаще всего эти методы используются для очистки сточных вод.

Поэтому рассмотрим подробнее методы экстракции и сорбции.

Термин «экстракция» приложим к различным фазовым равновесиям (жидкость – жидкость, газ – жидкость, жидкость – твердое тело и т. д.), но чаще его применяют к системам жидкость – жидкость, поэтому чаще всего можно встретить такое определение: *экстракция – метод разделения, очистки и выделения веществ, основанный на процессе распределения вещества между двумя несмешивающимися растворителями.*

Одним из несмешивающихся растворителей обычно является вода, вторым – органический растворитель, однако это необязательно. Экстракционный метод отличается универсальностью, он пригоден для выделения почти всех элементов в различных концентрациях. Экстракция позволяет разделять сложные многокомпонентные смеси зачастую эффективнее и быстрее, чем другие методы. Выполнение экстракционного отделения или разделения не требует сложного и дорогостоящего оборудования. Процесс может быть автоматизирован, при необходимости им можно управлять на расстоянии.

Сорбция – метод выделения и очистки веществ, основанный на поглощении твердым телом (адсорбция) или жидкостью-сорбентом (абсорбция) различных веществ (сорбатов) из газовых или жидких смесей.

Чаще всего в промышленности *методы абсорбции* используют для очистки газовоздушных выбросов от частиц пыли или дыма, а также токсичных газообразных веществ. В случае поглощения газообразных веществ между сорбентом и растворенным веществом *может протекать химическая реакция*. Например, при поглощении газообразного аммиака NH_3 раствором азотной кислоты образуется нитрат аммония NH_4NO_3 (аммиачная селитра), который можно использовать в качестве высокоэффективного азотного удобрения.

Процесс, при котором происходит абсорбция растворенного вещества за счет протекания химической реакции, называется *хемосорбцией*.

Адсорбцию также используют для очистки воды от химических растворимых примесей. Например, фильтры для питьевой воды работают на принципе адсорбции слоем активированного угля с ионами серебра.

Помимо поглощения всем объемом жидкого сорбента (абсорбции) и поверхностным слоем сорбента (адсорбции), выделяют также сорбцию твердого тела или расплава (окклюзию). При сорбции паров твердыми веществами часто происходит *капиллярная конденсация*.

Хранение реактивов

1. Основой безопасности хранения химических реактивов является создание таких условий, при которых не могли бы проявляться их токсические и пожароопасные свойства. Поэтому при определении места и условий хранения каждого реактива в отдельности должны учитываться его физико-химические свойства, токсичность, огне- и взрывоопасность.

2. Химреактивы, самовозгорающиеся на воздухе или при контакте с окислителями, реагирующие или разогревающиеся от действия воды, а также реактивы, которые при взаимодействии воспламеняются или выделяют горючие газы, необходимо хранить в сухих помещениях, изолированными друг от друга и от других горючих веществ в отсеках склада, разделенных глухими несгораемыми стенками. Изолированно друг от друга следует хранить также реактивы, способные при горении и разложении выделять токсичные пары и газы, затрудняющие процесс тушения и эвакуацию, а также находящиеся в помещении ценности и реактивы, для которых нельзя применять одинаковые средства пожаротушения.

3. Некоторые опасные свойства химических реактивов влияют не только на сохранность самих продуктов. В условиях проявления опасных свойств реактивы способны, вступая во взаимодействие с находящимися поблизости другими реактивами, вызвать порчу последних. Как было указано, к опасным реактивам относятся реактивы, обладающие свойствами взрывчатых веществ, выделяющие при взаимодействии с водой легковоспламеняющиеся газы,

легковоспламеняющиеся жидкости (ЛВЖ) и твердые реактивы – самовозгорающиеся вещества, окислители. Во избежание возможного материального ущерба совместное хранение таких реактивов в одном помещении не разрешается.

4. Хранить вместе можно только вещества, входящие в определенную группу. Различают восемь групп веществ:

- 1) взрывчатые;
- 2) селитры, хлораты, перхлораты, нитропродукты;
- 3) сжатые и сжиженные газы (горючие, поддерживающие горение, инертные);
- 4) вещества, самовозгорающиеся при контакте с воздухом или водой (карбиды, щелочные металлы, фосфор);
- 5) ЛВЖ (легковоспламеняющиеся вещества);
- 6) отравляющие вещества (мышьяковистые соединения, цианистые и ртутные соли, хлор);
- 7) вещества, способные вызвать воспламенение (азотная и крепкая серная кислота, бром, хромовая кислота, перманганаты);
- 8) легкогорючие материалы (нафталин, вата, древесная стружка).

Хранение веществ одной группы вместе с веществами другой группы не допускается. Кроме того, каждое вещество данной группы должно храниться изолированно. Отдельно надо хранить горючие газы и газы, поддерживающие горение (кислород, хлор).

В помещениях, предназначенных для хранения химических реактивов, должны быть асбестовые одеяла, ящики с песком, огнетушители и другие средства пожаротушения.

Вычисления

Цель количественного эксперимента состоит в получении ряда численных значений какой-либо величины. После соответствующей математической обработки полученные результаты или сравниваются с известными и делается вывод о свойствах изученного объекта, или же выражаются в виде формулы, используемой в дальнейшей работе.

При измерении массы, объема, температуры, давления, времени получают их приближенные значения. Так при определении

массы пользуются весами, позволяющими производить взвешивание со степенью точности от 1 до 0,0001 г. Разность между истинным значением величины и значением, полученным в результате измерения, называется абсолютной ошибкой приближенного значения величины. Абсолютная ошибка не может выразить степень точности измерения.

Например, мензуркой с точностью до 1 мл измерили в первом случае 200 мл, а во втором 20 мл жидкости. Абсолютная ошибка измерения одна и та же, а степень точности измерения различна. В первом относительная ошибка измерения составляет $1/200 = 0,005$, или 0,5 %, а во втором – $1/20 = 0,05$, или 5 %, т. е. в 10 раз больше.

Относительная ошибка вычисляется по формуле 1:

$$\Pi = \pm \frac{(X_n - X_m) \times 100}{X_m}, \quad (1)$$

где Π – относительная ошибка, %; X_n – значение величины, полученное измерением или в результате эксперимента; X_m – теоретическое значение величины.

Некоторые величины не могут быть измерены непосредственно (атомный вес, эквивалент, электропроводность), их вычисляют по формулам как функцию некоторых измеренных величин, причем точность вычисленной величины зависит от точности измерения.

Ведение рабочего журнала

Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе следует заносить в рабочий журнал, являющийся документом, отражающим всю работу студента. На обложке или первой странице журнала должны быть написаны фамилия студента, его инициалы, номер группы и название практикума и лабораторной работы. Записи в журнале производят только ручкой, лаконично, аккуратно, непосредственно после проведения опыта.

Категорически запрещается иметь отдельные черновики – листочки. Все расчеты должны производиться в журнале (например, с обратной стороны тетради).

Рекомендуется для каждой лабораторной работы (рабочего журнала) взять отдельную тетрадь.

При оформлении работы необходимо занести в журнал:

1. Название и дату проведения работы.

2. Цель выполнения работы.

3. Теоретическую часть.

3.1. Продумать, какие понятия, законы, правила, гипотезы необходимо использовать для достижения поставленной цели. В учебной литературе, лекциях найти ответы на эти вопросы.

3.2. На основании проведенного теоретического анализа спланировать выполнение эксперимента. Определить:

а) какие реакции нужно осуществить;

б) какие физические величины при этом следует измерить;

в) какие реактивы, посуду, оборудование необходимо использовать, какую установку (прибор) следует собрать (зарисовать схему);

г) в какой последовательности будут выполнены все необходимые действия; какие меры предосторожности следует соблюдать;

д) в какой форме производить запись наблюдений, измерений.

4. Экспериментальную часть.

Провести опыты, тщательно наблюдая за всеми происходящими явлениями и измеряя необходимые физические величины. Сделать записи в лабораторном журнале в соответствии с продуманной ранее формой.

Логически объяснить наблюдаемые явления, составить уравнения химических реакций в разных формах (молекулярной, ионной, термохимической) в соответствии с целью работы. Если эксперимент количественный, необходимо выполнить соответствующие вычисления с той же точностью, которая достигается в измерениях.

Обосновать с помощью математических расчетов (вычисление изменения изобарно-изотермического потенциала; константы равновесия реакции) направление протекания изученных реакций, учитывая условия проведения опыта.

При необходимости на миллиметровой бумаге и с помощью программного обеспечения OriginPro (v 8.5 или выше) построить графики полученных экспериментальных зависимостей. На коорди-

натных осях указываются переменные величины и единицы, в которых они измеряются. По оси абсцисс (ось x) откладывают независимую переменную, т. е. величину, задаваемую самим экспериментатором, а по оси ординат (ось y) — определяемую величину. Масштабы на координатных осях следует выбирать так, чтобы экспериментальные точки не сливались друг с другом и по возможности располагались по диагонали графика, а координаты любой точки на графике определялись легко и быстро, без ненужных расчетов.

Для всей работы записывается описание используемых приборов (оборудования) и материалов.

Для каждого опыта отдельно записывается:

- краткое описание эксперимента;
- химические уравнения и/или расчеты эксперимента;
- описание наблюдаемых явлений (до, после, изменения);
- вывод по данному опыту с ответами на поставленные вопросы (включающий анализ увиденного и сравнение (изучение) свойств веществ, если в опыте проводилось несколько реакций).

5. Заключение или общий вывод по проделанной работе (с точки зрения проведенных опытов и изученной теории).

Лабораторная работа 1

ОЗНАКОМЛЕНИЕ С ЛАБОРАТОРНОЙ ПОСУДОЙ И РАЗДЕЛЕНИЕ ТВЕРДЫХ ВЕЩЕСТВ

Используемые материалы

Посуда

1. Химические термостойкие стаканы (различных объемов, по типу работы);
2. Керамическая выпарительная чашка;
3. Мерные цилиндры (различных объемов, по типу работы);
4. Аналитическая воронка для фильтрации;
5. Лопатка пластиковая для сухих веществ;
6. Палочки стеклянные и тефлоновые (для разделения сухих веществ и для перемешивания смесей).

Химические вещества

1. Хлорид натрия NaCl ;
2. Железо металлическое Fe ;
3. Дистиллированная вода H_2O ;
4. Кварцевый песок (оксид кремния SiO_2).

Оборудование

1. Неодимовый постоянный магнит;
2. Плитка электрическая;
3. Фильтровальная бумага;
4. Штатив.

Краткий ход работы

Задание выполняется в группах, отчет оформляется индивидуально. Для каждой группы будет предложен свой вариант смеси, состоящей из хлорида натрия NaCl , железа Fe и/или кварцевого песка (оксида кремния SiO_2).

Задание. Очистить хлорид натрия от примесей, разделив компоненты смеси.

1. Определить, какие компоненты из предложенных к анализу находятся в смеси, и выбрать соответствующий способ их разделения.

Для этого необходимо оценить физические различия в свойствах веществ (заполнить табл. 1) и выбрать последовательность разделения веществ.

Т а б л и ц а 1

**Определение физической природы веществ
(пример таблицы)**

№ п/п	Физические свойства	Fe	NaCl	SiO ₂	H ₂ O
1	Агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное)				
2	Цвет				
3	Размер частиц				
4	Блеск				
5	Намагниченность				
6	Растворимость в воде				
7	Температура кипения (плавления)				
8	Простое (сложное) вещество				

2. После определения физической природы веществ, последовательно разделите компоненты смеси.

В случае, если компоненты смеси невозможно разделить по цвету и размеру вручную, следует приступить к разделению с помощью физических методов.

Выделение из смеси железа

Воздействовать на смесь магнитом, железо как ферромагнетик хорошо притягивается магнитом. После отделения железо необ-

ходимо просушить и собрать как отдельную фракцию в соответствующую емкость.

Выделение из смеси кварцевого песка

Кварцевый песок преимущественно состоит из оксида кремния, который, в отличие от хлорида натрия, не растворяется в воде.

В стакан, содержащий соль и песок, налейте примерно 20 мл воды. Чтобы ускорить растворение, содержимое стакана перемешайте стеклянной палочкой (осторожно, не касаясь стенок стакана). Если при этом хлорид натрия не растворится, добавляйте понемногу воду до тех пор, пока соль не растворится.

После растворения хлорида натрия в воде необходимо отфильтровать осадок (оксид кремния).

Для изготовления гладкого фильтра (см. рис. 6, а, б) листок фильтровальной бумаги шириной в 2 раза больше диаметра воронки дважды сложите пополам, примерьте к воронке и отрежьте по дуге так, чтобы край бумаги был на 0,5 см ниже края воронки.

Раскрытый фильтр поместите в воронку и смочите водой, расправьте его, чтобы он плотно примыкал к воронке. Воронку вставьте в колбу. Конец ее должен касаться внутренней стенки стакана, в котором собирается отфильтрованный раствор.

Мутный раствор налейте на фильтр по стеклянной палочке.

После отделения кварцевый песок необходимо собрать с фильтра, просушить и поместить как отдельную фракцию в соответствующую емкость.

Полученный фильтрат не выливаем, он необходим для дальнейшего проведения эксперимента.

Выделение из смеси и очистка хлорида натрия

Для получения сухого порошка хлорида натрия необходимо выпарить раствор соли хлорида натрия.

Полученный фильтрат вылейте в фарфоровую чашку и поставьте ее на электрическую плитку. Нагревайте, периодически перемешивая фильтрат до полного испарения воды. Полученную соль сравните с исходным хлоридом натрия. При необходимости повторить очистку (воздействие магнитом, растворение, фильтрование,

выпаривание). После просушивания хлорид натрия собрать как отдельную фракцию в соответствующую емкость.

3. Запишите все наблюдения, зарисуйте используемые приборы и реактивы, отметьте назначение используемого вами оборудования. Оцените количество выделенных из смеси компонентов. Сделайте вывод по всей работе: о физических свойствах веществ, о методах разделения веществ, о составе простых и сложных веществ.

Вопросы для самоподготовки

1. В чем различие между «методами разделения смесей» и «методами очистки веществ»?

2. Перечислите три основных способа разделения гетерогенных смесей. Приведите примеры.

3. Какую смесь можно разделить отстаиванием?

- а) песка и мела;
- б) воды и глицерина;
- в) воды и мела;
- г) воды и поваренной соли.

4. Какое химическое оборудование из перечисленного потребуется для выпаривания?

- а) спиртовка для нагревания;
- б) водяной холодильник;
- в) делительная воронка;
- г) фильтровальная бумага.

5. Что является чистым веществом в отличие от смеси:

- а) чугун;
- б) пищевая смесь;
- в) воздух;
- г) морская вода.

6. Укажите оптимальный способ разделения смеси бензина и воды:

- а) фильтрование;
- б) дистилляция;
- в) сублимация;
- г) отстаивание.

7. С крышки чайника, в котором вскипятили воду, стекают капельки воды. В какой воде – на крышке или в самом чайнике – содержится больше солей? Поясните ответ.

8. Дана смесь сахара, речного песка и железных опилок. Предложите способ разделения этой смеси.

9. Выберите верные утверждения:

а) вещества в смеси сохраняют свои свойства;

б) для выделения жидких веществ из растворов применяют выпаривание;

в) для выделения растворенного вещества раствор помещают в фарфоровую чашку и нагревают;

г) отделить газ от пыли фильтрованием не удастся.

10. Установите соответствие между смесью и способом ее разделения:

А. Молоко;

Б. Вода с песком;

В. Медные и железные детали;

Г. Морская вода.

1. Действие магнитом;

2. Выпаривание;

3. Хроматография;

4. Фильтрование;

5. Отстаивание.

Лабораторная работа 2

ОЗНАКОМЛЕНИЕ С ЛАБОРАТОРНОЙ ПОСУДОЙ И ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМА ЖИДКОСТИ

Используемые материалы

Посуда

1. Плоскодонные колбы (конической формы);
2. Пробирки (цилиндрической формы);
3. Градуированные пипетки (различных объемов, по типу работы);
4. Мерные цилиндры (различных объемов, по типу работы);
5. Химические термостойкие стаканы (различных объемов, по типу работы);
6. Аналитическая воронка для фильтрации;
7. Лопатка пластиковая для сухих веществ;
8. Палочки стеклянные и тефлоновые (для разделения сухих веществ и для перемешивания смесей).

Химические вещества

1. Раствор бутанола C_4H_9OH ;
2. Раствор перманганата калия $KMnO_4$;
3. Дистиллированная вода H_2O ;
4. Раствор с пищевым красителем;
5. Мел (порошок, смесь карбонатов магния и калия);
6. Активированный уголь (порошок).

Оборудование

1. Резиновый насос (груша);
2. Фильтровальная бумага;
3. Керамическая ступка с пестиком для перетирания сухих веществ.

Краткий ход работы

Задания выполняются в парах или тройках, отчеты пишутся каждым студентом индивидуально. Каждая группа выполняет все задания.

Задание. Ознакомиться с лабораторной посудой путем ее использования при изучении некоторых способов очистки жидких веществ от примесей.

Методы очистки воды:

- 1) химические;
- 2) физические;
- 3) физико-химические.

1. Изучение химического метода очистки воды: очистка от растворенной в воде примеси.

В пробирку с помощью градуированной пипетки набираем 1 мл раствора с примесью (раствор бутанола). Отмеряем 10 мл раствора перманганата калия и приливаем их к раствору бутанола. Тщательно перемешиваем и записываем наблюдения.

2. Изучение физического метода очистки воды: очистка от механической примеси.

В стеклянный стакан (50 мл) мерным цилиндром отмеряем 15 мл дистиллированной воды. При помощи пластиковой лопатки добавляем в стакан мел, тщательно перемешиваем тefлоновой палочкой. Собираем установку для фильтрования (фильтр складываем, как на рис. 6, а, б). Проводим отделение механической примеси из раствора и записываем наблюдения, зарисовываем ваш вариант установки, подписываем все части.

3. Изучение физико-химического метода очистки воды.

В стеклянный стакан (50 мл) мерным цилиндром отмеряем 25 мл раствора с пищевым красителем. При помощи пластиковой лопатки добавляем к раствору порошок активированного угля (1–3 г), тщательно перемешиваем тefлоновой палочкой. При необходимости уголь предварительно размельчаем дополнительно в керамической ступке. Собираем установку для фильтрования (фильтр складываем, как показано на рис. 6, а, в, г). Проводим отделение

механической примеси из раствора и записываем наблюдения, зарисовываем ваш вариант установки, подписываем все части.

4. Запишите все наблюдения, зарисуйте используемые приборы и реактивы, отметьте назначение используемого вами оборудования. Сделайте вывод по всей работе: о физических свойствах веществ, методах очистки веществ.

Вопросы для самоподготовки

1. Перечислите основные правила работы в химической лаборатории.

2. Ваши действия в случае, если в лаборатории был разбит ртутный термометр?

3. Что следует заносить в рабочий журнал для описания эксперимента?

4. Что такое мерная химическая посуда, и какие виды посуды к ней можно отнести?

5. Какие действия необходимо совершить для успешного изготовления гладкого фильтра?

6. Какая посуда используется для определения объема жидкости с заданной точностью?

7. Какие правила предъявляют к хранению реактивов?

8. Для каких целей используется тонкостенная и толстостенная химическая посуда?

9. Какова цель проведения количественного эксперимента?

10. Какой способ используется для отделения осадков от маточного раствора? Каковы основные этапы проведения данной операции?

Лабораторная работа 3

**ОЗНАКОМЛЕНИЕ С ЛАБОРАТОРНОЙ ПОСУДОЙ,
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМА ЖИДКОСТИ
И МАССЫ НАВЕСКИ ВЕЩЕСТВ
С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ
РАЗЛИЧНОГО ОБОРУДОВАНИЯ**

Используемые материалы

Посуда

1. Лопатка пластиковая для сухих веществ;
2. Палочки стеклянные (для разделения, навешивания сухих веществ) и тефлоновые (для перемешивания смесей);
3. Весовое стекло и/или весовой стакан;
4. Градуированные пипетки (различных объемов, по типу работы);
5. Мерные цилиндры (различных объемов, по типу работы);
6. Резиновый насос (груша);
7. Химические термостойкие стаканы (различных объемов, по типу работы).

Химические вещества

1. Дистиллированная вода H_2O ;
2. Вещество А;
3. Вещество В.

Приборы

1. Весы аналитические.

Краткий ход работы

Задания выполняются индивидуально, по вариантам. Номер варианта согласуется с преподавателем.

Задание 1. Определить массу навески (m) веществ А и В с точностью до 0,0001 г, используя аналитические весы. Рассчитать значения экспериментальной молярной массы и определить химические формулы веществ А и В.

1. С помощью аналитических весов определить массу веществ А и В, выданных лаборантом. Для точного определения массы сухого вещества необходимо учесть тару (пластиковый стаканчик для взвешивания), в которой взвешивается вещество.

Масса тары (стакана) также будет выдана лаборантом для каждого вещества. Полученные данные необходимо занести в табл. 2 (пример табл. 2 помещен ниже).

Т а б л и ц а 2

Количество вещества для соединения А и В

№ варианта	m (стакана)	v_A , моль	m (вещества В)
1	2,976	0,051	
	m (стакана)	v_A , моль	m (вещества А)
	2,871	0,081	

2. После определения точной массы веществ рассчитать значения экспериментальной молярной массы и определить химическую формулу веществ А и В; если известно, что при навешивании использовались 2-водный хлорид бария ($\text{BaCl}_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$) и хлорид натрия (NaCl).

Для расчета экспериментальной молярной массы ($Mr_{\text{эксп}}$) веществ необходимо воспользоваться формулой

$$Mr_{\text{эксп}} = \frac{m}{v}, \quad (2)$$

где m – масса вещества, г; v – количество вещества, моль.

3. Расчетную (теоретическую) молярную массу посчитать из данных атомных масс, взятых из таблицы Менделеева, по формуле 3.

$$Mr_{\text{теор}}(X_2Y_3) = 2 \times Ar_X + 3 \times Ar_Y, \quad (3)$$

где Ar_X – атомная масса трехвалентного элемента X , г/моль; Ar_Y – атомная масса двухвалентного элемента Y , г/моль; 2, 3 – коэффициенты в Брутто-формуле соединения для элементов X и Y соответственно.

Из дополнительных (рекомендованных) источников, для вычисления теоретической молярной массы веществ атомарные массы элементов указывать с максимальной точностью (см. прил., табл. 1).

4. После установления Брутто-формулы веществ необходимо сравнить расчет экспериментальной молярной массы (посчитанной по формуле 2) с расчетной молярной массой (теоретической по формуле 3), для этого необходимо рассчитать по формуле 1 погрешность в определении молярной массы веществ для А и В соответственно.

Пример. Расчет относительной молярной массы серной кислоты (H_2SO_4)

$$\begin{aligned} Mr(H_2SO_4) &= 2Ar(H) + Ar(S) + 4Ar(O) = \\ &= 2 \times 1,008 + 1 \times 32,066 + 4 \times 15,999 = 98,078 \text{ г/моль.} \end{aligned}$$

Дополнительную посуду (при необходимости) для определения массы подобрать самостоятельно, выбор посуды обосновать, все проводимые операции записать в журнал.

5. Сделать вывод о проделанной работе, соответствующий целям изучаемой темы и названию работы. В выводе обязательно указать, какие вещества были зашифрованы под веществом А и веществом В, а также указать погрешности в определении молярной массы веществ для А и В.

Задание 2. Определить объем (V') жидкости с точностью до 2 мл.

Посуду для определения объема подобрать самостоятельно, выбор посуды обосновать, все проводимые операции записать в журнал.

При описании эксперимента указать максимальный и минимальный отмеряемые объемы выбранного вами цилиндра (или другой лабораторной посуды) и цену его деления.

Задание 3. Определить объем (V'') жидкости с точностью до 0,5 мл.

Посуду для определения объема подобрать самостоятельно, выбор посуды обосновать, все проводимые операции записать в журнал.

При описании эксперимента указать максимальный и минимальный отмеряемые объемы выбранного вами цилиндра и цену его деления.

Сделайте вывод по всей лабораторной работе: запишите все наблюдения, зарисуйте используемые приборы и реактивы, отметьте назначение используемого вами оборудования.

Вопросы для самоподготовки

1. Перечислите основные правила работы с весами.
2. С какими веществами следует работать в вытяжном шкафу? Приведите примеры.
3. Откуда необходимо брать атомные массы веществ?
4. Как рассчитать теоретическую молярную массу?
5. По какой формуле можно рассчитать погрешность определения молярной массы веществ А и В?
6. Какие виды ошибок (погрешностей) могут влиять на результаты лабораторной работы? Что такое случайная и систематическая погрешность?
7. С какой целью используется весовое стекло?
8. На какие группы разделяют весы в зависимости от точности взвешивания?
9. Что называют Брутто-формулой вещества?
10. Рассчитайте относительную молярную массу NaCl , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Тема 2

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. КЛАССИФИКАЦИЯ

Цели: дифференциация химических и физических явлений; проверка закона сохранения массы с помощью различных химических превращений; определение типа химических реакций.

Основные понятия и определения

Люди давно догадывались о том, что вещества состоят из отдельных мельчайших частиц. Их называют *атомами*. В подавляющем большинстве случаев атомы не существуют поодиночке, а объединяются в группы – *молекулы*. Атомы и молекулы чрезвычайно малы: в любом крошечном кусочке вещества, который мы в состоянии разглядеть (например, в пылинке), содержится больше атомов, чем звезд во всей нашей Галактике.

По сравнению с многообразием веществ число атомов весьма ограничено. Атомы могут различным образом соединяться друг с другом. Как из букв алфавита можно составить сотни тысяч слов, так из одних и тех же атомов образуются молекулы или кристаллы огромного количества различных веществ, из которых состоит окружающий мир.

Молекула – наименьшая частица простого или сложного вещества, обладающая его основными химическими свойствами и состоящая из одинаковых или разных связанных между собой атомов.

Атом – мельчайшая частица, представляющая собой наименьшее количество химического элемента. Долгое время атом считали неделимой частицей химического элемента (от гр. слова *атомос*, что обозначает «неделимый»). Установлено, что атом имеет сложную структуру.

Вещество (например, сахар) можно размолоть на самой тонкой мельнице и все равно каждая крупинка будет состоять из огромного количества одинаковых молекул сахара и сохранит все известные нам свойства этого вещества. Даже если раздробить вещество на отдельные молекулы, как это происходит при растворении сахара в воде, то вещество продолжает существовать и проявлять свои свойства (в этом легко убедиться, попробовав раствор на вкус). Значит, самостоятельно существующая молекула сахара – это еще вещество под названием «сахар» (пусть даже очень маленькое количество этого вещества). Но если продолжить дробление дальше, то придется разрушить молекулы. А разрушив молекулы или даже отняв у них по паре атомов (из трех десятков, составляющих молекулу сахара!), мы уже разрушаем само вещество. Конечно, атомы никуда не исчезают – они начинают входить в состав каких-то других молекул. Но сахар как вещество при этом перестает существовать – он превращается в какие-то другие вещества.

Несмотря на то, что молекулы очень малы, их устройство можно выяснить различными физическими и химическими методами. Чистое вещество состоит из молекул одного вида. Если физическое тело содержит молекулы нескольких видов, то мы имеем дело со смесью веществ.

Это означает, что веществ, как и видов молекул, может быть бесконечное множество. Никто не может назвать точное число веществ, известных людям сегодня. Можно лишь ориентировочно сказать, что таких веществ более 7 млн.

Атомы в молекулах разных веществ связаны друг с другом в строго определенном порядке, установление которого – одно из самых интересных занятий в работе химика. Устройство и состав молекул можно описывать разными способами, например, атомы могут иметь вид шариков. Размеры шариков имеют физический смысл и примерно соответствуют относительным размерам атомов. Те же самые вещества могут быть изображены иначе – с помощью химических символов (уравнение 4). Издавна за каждым видом атомов в химии закреплен символ из латинских букв. Такие символические записи называются химическими формулами (подробнее

о химических формулах см. в подразделе «Атомно-молекулярное учение»).

Атом состоит из ядра и окружающего его электронного «облака». Находящиеся в электронном облаке *электроны* несут *отрицательный* электрический заряд. *Протоны*, входящие в состав ядра, несут *положительный* заряд.

В любом атоме число протонов в ядре в точности равно числу электронов в электронном облаке, поэтому атом в целом – нейтральная частица, не несущая заряда.

Атом может потерять один или несколько электронов или, наоборот, захватить чужие электроны. В этом случае атом приобретает положительный или отрицательный заряд и называется *ионом*.

Практически вся масса атома сосредоточена в его ядре, так как масса электрона составляет всего лишь $1/1836$ часть массы протона. Плотность вещества в ядре фантастически велика – порядка $10^{13}–10^{14}$ г/см³. Спичечный коробок, наполненный веществом такой плотности, весил бы 2,5 млрд т!

Внешние размеры атома – это размеры гораздо менее плотного электронного облака, которое примерно в 100 тыс. раз больше диаметра ядра.

Кроме протонов, в состав ядра большинства атомов входят *нейтроны*, не несущие никакого заряда. Масса нейтрона практически не отличается от массы протона. Вместе протоны и нейтроны называются *нуклонами* (от лат. *nucleus* – ядро).

Электроны, протоны и нейтроны являются главными «строительными деталями» атомов и называются *субатомными частицами*. Их заряды и массы в кг и в специальных «атомных» единицах массы (а. е. м.) показаны в табл. 3.

Из табл. 3 видно, что массы субатомных частиц чрезвычайно малы. Показатель степени (например, 10^{-27}) показывает, сколько нулей после запятой нужно записать, чтобы получилась десятичная дробь, выражающая массу субатомной частицы в килограммах. Это ничтожнейшая часть килограмма, поэтому массу субатомных частиц удобнее выражать в *атомных единицах массы* (сокращенно – а. е. м.). Экспериментально установлено, что в 12 г C_{12} содержится

Субатомные частицы

Частица	Заряд	Масса	
		кг	а. е. м.
Протон	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00728
Нейтрон	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00867
Электрон	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,000549

ся $6,022 \times 10^{23}$ атомов углерода. Эта величина носит название числа *Авогадро*. За атомную единицу массы принята ровно 1/12 часть массы атома углерода, в ядре которого содержится 6 протонов и 6 нейтронов. Следовательно, 1 моль атомов, молекул, ионов или каких-либо других объектов содержит Авогадрово число этих объектов. Например,

1 моль атомов $\text{Mg} = 6,022 \times 10^{23}$ атомов магния,

1 моль ионов $\text{Mg}^{2+} = 6,022 \times 10^{23}$ ионов магния,

1 моль молекул $\text{KMnO}_4 = 6,022 \times 10^{23}$ молекул перманганата калия.

Масса атома, выраженная в килограммах или граммах, называется *абсолютной атомной массой*. Чаще пользуются *относительной атомной массой*, которая выражается в атомных единицах массы (а. е. м.). Относительная атомная масса представляет собой отношение массы какого-нибудь атома к массе 1/12 части атома углерода. Иногда говорят более коротко: *атомный вес*. Последний термин вовсе не устаревший, как иногда пишут в учебниках. Он широко используется в современной научной литературе, поэтому мы тоже будем его применять. Относительная атомная масса и атомный вес фактически безразмерные величины (масса какого-либо атома делится на массу части атома углерода), поэтому обозначение а. е. м. после численного значения обычно опускают (но можно и написать, в этом не будет ошибки). Термины «относительная атомная масса», «атомная масса», «атомный вес» в научном химическом языке обычно используются равноправно и между ними просто не делают различий.

Моль – количество вещества, содержащее столько реальных или условных частиц, сколько атомов содержится в 12 г C_{12} .

Символ количества вещества – ν . Количество вещества X записывают как $\nu(X)$.

Реальные частицы – это атомы, молекулы, ионы, электроны, радикалы и т. д.

Условные частицы – это какая-то часть реальной частицы, например, $1/5$ молекулы.

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются количественные, массовые или объемные отношения между реагирующими веществами. Термин «стехиометрия» ввел И. Рихтер в 1793 г.

Основу стехиометрии составляют следующие стехиометрические законы:

- 1) закон сохранения массы веществ;
- 2) закон постоянства состава;
- 3) закон кратных отношений;
- 4) закон простых объемных отношений;
- 5) закон Авогадро;
- 6) закон эквивалентов.

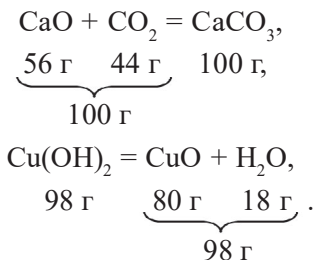
Все законы стехиометрии обусловлены атомно-молекулярным строением вещества. Соотношения, в которых, согласно законам стехиометрии, вступают в реакцию вещества, называются стехиометрическими, также называются соответствующие этим законам соединения. Вещества, для которых наблюдаются отклонения от законов стехиометрии, называются нестехиометрическими. Отклонения от законов стехиометрии наблюдаются для конденсированных фаз и связаны с образованием твердых растворов (для кристаллических веществ), с растворением в жидкости избытка компонента реакции или термической диссоциацией образующегося соединения (в жидкой фазе, расплаве). Законы стехиометрии используют в расчетах, связанных с формулами веществ и нахождением теоретически возможного выхода продуктов реакции.

Закон сохранения массы веществ: общая масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна общей массе продуктов реакции. При этом под массой понимали величину, характеризую-

щую количество материи. В начале XX в. формулировка закона сохранения массы подверглась пересмотру в связи с появлением теории относительности (А. Эйнштейн, 1905), согласно которой масса тела зависит от его скорости и, следовательно, характеризует не только количество материи, но и ее движение. Полученная телом энергия ΔE связана с увеличением его массы Δm соотношением $\Delta E = \Delta m c^2$, где c – скорость света. Это соотношение не используется в химических реакциях, так как 1 кДж энергии соответствует изменению массы $\sim 10^{-11}$ г и Δm практически не может быть измерено. В ядерных реакциях, где ΔE в $\sim 10^6$ раз больше, чем в химических реакциях, Δm – экспериментально измеряемая величина, известная для большинства ядерных реакций. Это соотношение позволяет предсказывать энерговыделение в ядерных реакциях, когда известны массы покоя участвующих в них частиц. Закон сохранения массы сформулировал М. В. Ломоносов в России в 1748 г. (А. Лавуазье – во Франции в 1789 г.).

С точки зрения атомно-молекулярного учения, этот закон объясняется следующим образом: масса веществ является суммой масс составляющих их атомов. Так как при химических реакциях сами атомы не меняются и не меняется их общее количество, то сохраняется постоянной и соответствующая им общая масса.

Например,



Закон сохранения массы вещества является частным случаем более общего закона природы – *закона сохранения материи и движения*: материя вечна, она не исчезает и не возникает из ничего, а только переходит из одной формы в другую.

Закон сохранения массы вещества служит основой для осуществления реакций между различными веществами. Исходя из не-

го, можно производить разнообразные расчеты по уравнениям химических реакций.

Закон постоянства состава: всякое чистое вещество молекулярной структуры, независимо от способов его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав.

В настоящее время известен целый ряд веществ, например, оксиды, сульфиды, нитриды (соединения металлов с азотом), карбиды (соединения металлов с углеродом), силициды (соединения металлов с кремнием) и другие кристаллические неорганические соединения, которые имеют немолекулярную структуру, их состав зависит от условий получения. Так, оксид титана (II) в действительности имеет состав от $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$. Такого типа вещества немолекулярной структуры закону постоянства состава не подчиняются.

Закон кратных отношений: если два элемента образуют несколько соединений, то массы одного элемента, приходящиеся на единицу массы другого, относятся как целые числа.

Например, в соединении NO и NO_2 на 1 мас. ч. азота приходится соответственно 1,14 и 2,28 мас. ч. кислорода; отношение указанных мас. ч. кислорода равно 1 : 2.

Закон кратных отношений обусловлен существованием атомов и молекул (в приведенном примере выполнению кратных отношений закона соответствуют формулы NO и NO_2 , выражающие атомный состав молекул). Установление кратных отношений закона явилось одним из наиболее убедительных свидетельств правильности атомно-молекулярной теории строения вещества. Закон кратных отношений – один из законов стехиометрии, строго выполняется для стабильных газообразных соединений. Для многих кристаллических соединений (особенно неорганических) наблюдаются отклонения от кратных отношений закона. Закон кратных отношений открыт Джоном Дальтоном в 1803 г.

Закон объемных отношений, один из законов Гей-Люссака, которому подчиняются идеальные газы. Установлен Жозефом Луи Гей-Люссаком в 1808 г.

Закон объемных отношений гласит, что при постоянных давлении и температуре объемы газов, вступающих в химическую ре-

акцию, находятся в простых отношениях друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции, т. е. отношение объемов, в которых газы участвуют в реакции, соответствует отношению небольших целых чисел.

Измеряя при одинаковых условиях объемы водорода, хлора и хлористого водорода, Гей-Люссак нашел, что один объем водорода и один объем хлора, соединяясь, дают два объема хлористого водорода, т. е. отношение объемов равно $1 : 1 : 2$. Аналогичная картина имеет место и при других реакциях с участием газов: 2 объема водорода соединяются с 1 объемом кислорода, давая 2 объема водяного пара.

Закон объемных отношений сыграл важную роль в создании атомно-молекулярной теории. Для объяснения наблюдавшихся Гей-Люссаком закономерностей соединения газов оказалось необходимым предположить, что любые газы (в том числе и простые), состоят не из атомов, а из молекул; и в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул. Последнее утверждение послужило толчком для открытия в 1811 г. закона Авогадро.

Закон Авогадро – один из основных законов идеальных газов: в равных объемах идеальных газов при одинаковых давлении и температуре содержится одинаковое число молекул. Число молекул в одном моле называют постоянной Авогадро, или числом Авогадро. Закон был открыт Амедео Авогадро в 1811 г.

Согласно закону Авогадро 1 моль любого идеального газа при нормальных условиях занимает одинаковый объем. При давлении $p = 101,325$ кПа и температуре $T = 273,15$ К этот объем равен $22,41383$ м³. Следовательно, моль любого вещества содержит одно и то же число молекул, равное числу Авогадро $6,022045(31) \times 10^{23}$ моль⁻¹.

Из закона Авогадро следует, что при одних и тех же давлении и температуре плотности двух идеальных газов прямо пропорциональны, а удельные объемы обратно пропорциональны их молекулярным массам.

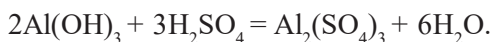
На основе закона Авогадро в дальнейшем стало развиваться атомно-молекулярное учение, которое является следствием кинетической

теории газов. Закон Авогадро стал широко применяться в химии только с 1860 г., но имел громадное значение для ее развития, так как давал возможность определять вес тел, способных переходить в газообразное или парообразное состояние. Якоб Вант-Гофф, один из основоположников физической химии, распространил законы идеальных газов на разбавленные растворы, считая, что растворенные вещества распространяются по объему растворителя подобно газу в сосуде, и при помощи закона Авогадро разработал метод определения молекулярной массы растворенных веществ. Закон Авогадро позволил установить истинные атомные массы ряда элементов. Используется при расчетах по химическим формулам и уравнениям химических реакций, для определения относительных молекулярных масс газов, для определения числа молекул в молекуле вещества.

Закон эквивалентов: все вещества реагируют и образуются в эквивалентных соотношениях.

Эквивалентное соотношение означает одинаковое число моль эквивалентов. Таким образом закон эквивалентов можно сформулировать иначе: *число моль эквивалентов для всех веществ, участвующих в реакции, одинаково.*

Рассмотрим реакцию взаимодействия гидроксида алюминия с серной кислотой:



Из уравнения следует, что 2 моля $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействуют с 3 молями H_2SO_4 , при этом образуется 1 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 6 молей H_2O . Таким образом, количество молей реагентов и продуктов (пропорциональное стехиометрическим коэффициентам в уравнении) обычно неодинаково.

Теперь рассмотрим число моль эквивалентов веществ, участвующих в данной реакции. 6 моль эквивалентов $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействует с 6 моль эквивалентов H_2SO_4 , при этом образуется 6 моль эквивалентов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 6 моль эквивалентов H_2O . Таким образом, количество моль эквивалентов реагентов и продуктов всегда одинаково.

	$\text{Al}(\text{OH})_3$		H_2SO_4		$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		H_2O
Количество вещества $n(B)$, моль	2	\neq	3	\neq	1	\neq	6
Эквивалентное число z	3		2		6		1
Количество эквивалентов $n(1/zB)$, моль	6	$=$	6	$=$	6	$=$	6

Для химической реакции, записанной в общем виде:



где A, B – реагенты; C, D – продукты; a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты;

справедливо равенство:

$$n(1/zA) = n(1/zB) = n(1/zC) = n(1/zD). \quad (5)$$

Это выражение (5) является *математической записью закона эквивалентов*.

Число моль эквивалентов вещества можно рассчитать через массу $m(B)$ вещества B :

$$\nu\left(\frac{1}{z}B\right) = \frac{m(B)}{M(1/zB)} \quad (6)$$

или объем $V(B)$ газообразного вещества B :

$$\nu\left(\frac{1}{z}B\right) = \frac{V(B)}{V(1/zB)}. \quad (7)$$

Закон эквивалентов дает возможность производить расчеты без уравнения реакции. Кроме того, из закона эквивалентов можно вывести еще одну формулу для расчета молярной массы эквивалента оксида:

$$M_{(1/z \text{ оксида})} = M_{(1/z \text{ элемента})} + M_{(1/z \text{ O})} = M_{(1/z \text{ элемента})} + 8. \quad (8)$$

П р и м е р. В оксиде некоторого элемента массовая доля кислорода составляет 20 %. Рассчитайте молярную массу эквивалента элемента и его оксида.

Р е ш е н и е. Про любой оксид можно сказать, что он получен по реакции окисления элемента кислородом. Закон эквивалентов для такой реакции окисления можно записать как

$$n_{(1/z \text{ элемента})} = n_{(1/z \text{ O}_2)} = n_{(1/z \text{ оксида})};$$

$$\frac{m_{(\text{элемента})}}{M_{(1/z \text{ элемента})}} = \frac{m_{(\text{O})}}{M_{(1/z \text{ O})}}. \quad (9)$$

Далее необходимо рассчитать массы элемента и кислорода в любой произвольно взятой массе оксида. Наиболее удобно принять массу оксида за 100 г (100 %). Таким образом, в 100 г оксида содержится 20 г кислорода и 80 г элемента:

$$\frac{80}{M_{(1/z \text{ элемента})}} = \frac{20}{8}.$$

Молярная масса эквивалента элемента равна $M_{(1/z \text{ элемента})} = 32$ г/моль. Отсюда молярная масса эквивалента оксида составляет

$$M_{(1/z \text{ оксида})} = M_{(1/z \text{ элемента})} + 8 = 32 + 8 = 40 \text{ г/моль}.$$

О т в е т: 32 г/моль; 40 г/моль.

Атомно-молекулярное учение

В природе все известные явления и процессы принято делить на химические и физические. В основе деления лежит возможность изменения химического состава во время взаимодействия различных видов материи. На рис. 7 представлено сравнение и примеры химических и физических явлений.

Явления природы		
Физические: состав вещества неизменен		Химические: состав вещества меняется
Плавление Кипение Сублимация	Деформация	Химические реакции

Рис. 7. Примеры различных явлений

Характерная особенность химических явлений заключается в том, что их можно описать с помощью химических реакций.

Химическая реакция – превращение одного или нескольких исходных веществ в другие за счет перемещения атомов и электронов, без изменения количества атомных ядер, участвующих в процессе.

На рис. 8 представлена схема химической реакции.

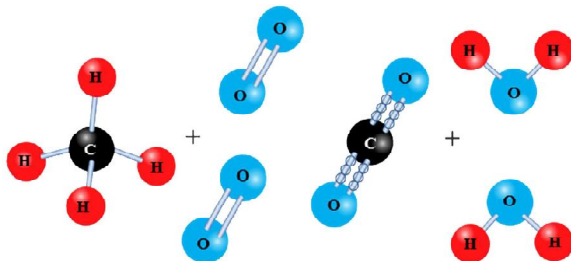


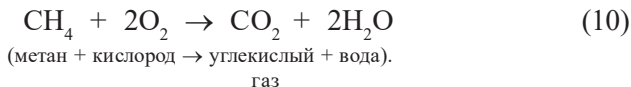
Рис. 8. Схема химической реакции

Понять, что в наблюдаемом объекте проходит химическая реакция можно по ряду специфических признаков:

1. Выпадение и растворение осадка;
2. Выделение или поглощение большого количества энергии;
3. Выделение газообразных веществ;
4. Появление, исчезновение или изменение цвета;

Для описания химических процессов используют уравнения химических реакций.

Химическое уравнение – условная запись химической реакции с помощью химических формул, числовых коэффициентов и математических символов. Например, реакция горения бытового газа, ранее представленная на рис. 7, используется многими людьми с утра для подогрева чайника, записана с помощью химического уравнения:



По структуре химическое уравнение имеет ряд смысловых частей:

1. Знак разделитель (=, →, ↔ и др.) отделяет вещества, необходимые для проведения химических реакций от веществ, которые будут получены в результате реакции.

2. Исходные вещества, или реагенты, – вещества, необходимые для проведения химических реакций, *указываются слева от знака разделителя*.

3. Продукты – вещества, которые будут получены в результате реакции, *указываются справа от знака разделителя*.

4. Коэффициент (указывается перед веществом) – количество молекул, необходимое для проведения химической реакции. Коэффициент не стоит путать с индексом (указывается подстрочно в формуле), обозначающим количество атомов, необходимое для соблюдения электронейтральности вещества.

Основные смысловые части химического уравнения (10) представлены на рис. 9.

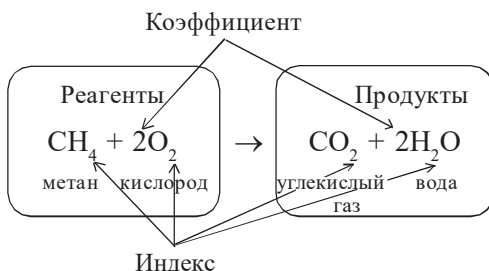


Рис. 9. Смысловые части химического уравнения

Обязательным требованием для любого химического явления является выполнение фундаментального закона сохранения массы и энергии. Применительно к химическим реакциям используется *частный случай закона сохранения массы* (Ломоносов – Лавуазье): *масса исходных веществ реакции равна массе продуктов реакции*.

Химические реакции разнообразны и для того, чтобы систематизировать информацию, используют классификацию химических реакций. В основе классификации лежит объединение объектов исследования по какому-либо признаку.

Выделяют следующие *способы деления химических реакций*.

По характеру превращения:

1) реакции соединения – это реакции, в ходе которых из двух или нескольких веществ образуется одно вещество более сложного состава. В реакциях соединения могут участвовать и сложные вещества.

Схематически реакции соединения записываются следующим образом: $A + B = AB$;

2) реакции разложения – химические реакции, в которых из одного более сложного вещества образуются два или более других, более простых веществ. Разложение обычно происходит под мощным физическим воздействием, например, действием высоких температур, электрического тока, радиации и др.

Схематически реакции разложения записываются следующим образом: $AB = A + B$;

3) реакция замещения – химическая реакция, в которой одна функциональная часть, входящая в состав химического соединения, заменяется на другие части.

Схематически реакции замещения записываются следующим образом: $AB + C = AC + B$;

4) реакции обмена – химическая реакция между двумя соединениями, при которой проходит обмен реакционными группами или ионами между обоими реагентами.

Схематически реакции обмена записываются следующим образом: $AB + CD = AD + CB$.

По тепловому эффекту химической реакции:

1) экзотермические – химические реакции, сопровождающиеся выделением теплоты;

2) эндотермические – химические реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты.

По агрегатному состоянию реагентов:

1) гомогенные реакции – химические реакции между веществами, находящимися в одной однородной фазе. Обычно протекают в растворах или газовых смесях;

2) гетерогенные реакции – химические реакции, протекающие на границе раздела фаз. Протекают на поверхности твердых тел.

По участию катализатора (катализатор – химическое вещество, ускоряющее реакцию, но не расходующееся в процессе нее):

1) каталитические реакции – химические реакции, протекающие с использованием катализатора;

2) реакции без участия катализатора.

По степени протекания химических процессов:

1) обратимая реакция – химическая реакция, при которой продукты реакции могут превращаться обратно в реагенты;

2) необратимая реакция – химическая реакция, при которой взятые вещества нацело превращаются в продукты реакции, не реагирующие между собой при данных условиях.

По изменению степени окисления:

1) реакции, протекающие без изменения степени окисления;

2) окислительно-восстановительные – химические реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления химических элементов, входящих в состав реагентов.

Существуют и другие виды классификаций, они являются самыми популярными и приводятся чаще всего в учебной литературе. Краткая классификация химических реакций представлена в табл. 4.

Т а б л и ц а 4

Классификации химических реакций

Классифицируемый признак	Тип реакции
Обратимость	Обратимые
	Необратимые
Агрегатное состояние реагентов	Гомогенная
	Гетерогенная
Тепловой эффект реакции	Экзотермическая
	Эндотермическая
Изменение степени окисления реагентов	Без изменения степени окисления
	Окислительно-восстановительные
Участие катализатора	Каталитическая
	Без катализа
Характер превращения	Соединения
	Разложения
	Замещения
	Обмена

Лабораторная работа 4

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАСС

Используемые материалы

Посуда

1. Лопатка пластиковая для сухих веществ;
2. Палочки стеклянные (для разделения, навешивания сухих веществ) и тефлоновые (для перемешивания смесей);
3. Весовое стекло и/или весовой стакан;
4. Мерный цилиндр;
5. Химические стаканы для смешивания веществ.

Химические вещества

1. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
2. Раствор гидроксида натрия NaOH ;
3. Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 ;
4. Нитрат кобальта (II) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$;
5. Тиоцианат калия KSCN ;
6. Медь азотнокислая (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
7. Дистиллированная вода H_2O .

Приборы

1. Весы технические.

Краткий ход работы

Задание. Подтвердить или опровергнуть истинность закона сохранения массы:

1. Приготовить растворы, для это выбрать соответствующую посуду и отмерить нужные объемы.

Для реакции А:

Раствор 1: ~ 50 мл H_2SO_4 .

Раствор 2: ~ 4,50 г NaHCO_3 и 50 мл H_2O .

Для реакции Б:

Раствор 1: ~ 1,00 г $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ и 50 мл H_2O .

Раствор 2: ~ 40 мл NaOH .

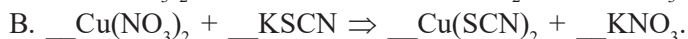
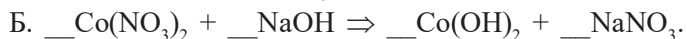
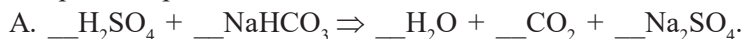
Для реакции В:

Раствор 1: ~ 0,50 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и 25 мл H_2O .

Раствор 2: ~ 1,00 г KSCN и 25 мл H_2O .

2. Взвесить каждый раствор до проведения реакции.

1. Провести реакции:



3. Взвесить продукты реакции с точностью до 0,01 г.

4. Расставить коэффициенты в уравнениях А, Б, В. Все полученные данные занести в табл. 5.

Т а б л и ц а 5

**Массы исходных веществ и продуктов
для реакций А, Б и В**

Реакция	Уравнение реакции	Масса раствора 1, г	Масса раствора 2, г	Масса продуктов реакции, г	Выполняется ли закон сохранения масс?
А					
Б					
В					

5. Сделайте вывод по лабораторной работе: запишите все наблюдения, отметьте назначение используемого вами оборудования, при проведении каких реакций образуются новые вещества и если образуются, то какие, и как вы определили их наличие, и как доказать их наличие?

Вопросы для самоподготовки

1. Дайте определение атома и молекулы.
2. Приведите примеры частичек, которые можно назвать и атомами, и молекулами. Почему в этих случаях понятия «молекула» и «атом» совпадают?
3. В каком случае говорится о физическом явлении, а в каком о химическом:
 - а) при пропускании электрического тока через водный раствор образовался кислород?
 - б) при нагревании речной воды из нее выделился кислород?
4. Какие явления наблюдаются при горении свечи? Образуются ли при этом новые вещества и если образуются, то какие, и как доказать их наличие?
5. Сколько граммов углекислого газа выделилось при разложении 2,21 г малахита, если при этом образовалось 1,59 г оксида меди(II) и 0,18 г воды?
6. Покажите справедливость утверждения М. В. Ломоносова, что при химических реакциях массы веществ практически не сохраняются, на следующих явлениях:
 - а) при взаимодействии цинка с соляной кислотой масса образующегося хлорида цинка меньше массы цинка и соляной кислоты, вступивших в реакцию;
 - б) масса продуктов сгорания нефти всегда больше массы продуктов сгоревшей нефти;
 - в) превращение белого фосфора в красный и красного в белый не сопровождается изменением массы.
7. Какова основа атомно-молекулярного учения?
8. Сформулируйте закон сохранения массы вещества. Как можно объяснить данный закон с точки зрения атомно-молекулярного учения?
9. Дайте определение понятию «химическое уравнение». Какие основные части обязательно должны присутствовать в химическом уравнении?
10. Какую массу серы необходимо сжечь в 4 г кислорода, чтобы получить 8 г оксида серы (IV)?

Лабораторная работа 5

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Используемые материалы

Посуда

1. Лопатка пластиковая для сухих веществ (для навешивания сухих веществ);
2. Палочки стеклянные (для разделения, навешивания сухих веществ) и тефлоновые (для перемешивания смесей);
3. Мерный цилиндр;
4. Пробирки с пробиркодержателями;
5. Стаканы.

Химические вещества

1. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
2. Раствор соляной кислоты HCl ;
3. Раствор перекиси водорода H_2O_2 ;
4. Раствор гидроксида натрия NaOH ;
5. Раствор сульфата меди CuSO_4 ;
6. Раствор нитрата кобальта (II) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$;
7. Хлорид натрия NaCl ;
8. Оксид марганца MnO_2 ;
9. Карбонат кальция CaCO_3 ;
10. Карбонат натрия NaCO_3 ;
11. Парафин $\text{C}_{18}\text{H}_{38}$;
12. Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 ;
13. Металлический алюминий (порошок/гранулы) Al ;
14. Дистиллированная вода H_2O .

Приборы

1. Весы технические.

Краткий ход работы

Задание. Изучить классификацию химических реакций, осуществив превращения по схемам из табл. 6, представленной ниже.

Т а б л и ц а 6

Схемы уравнений химических реакций и их типы

Уравнение химической реакции	Признак	Тип реакции
$_\text{CaCO}_3 + _\text{HCl} \rightarrow _\text{CaCl}_2 + _\text{H}_2\text{O} + _\text{CO}_2$		
$_\text{Co(NO}_3)_2 + _\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow _\text{CoCO}_3 + _\text{NaNO}_3$		
$_\text{C}_{18}\text{H}_{38} + _\text{O}_2 \rightarrow _\text{CO}_2 + _\text{H}_2\text{O}$		
$_\text{NaHCO}_3 \rightarrow _\text{Na}_2\text{CO}_3 + _\text{H}_2\text{O} + _\text{CO}_2$		
$_\text{CuSO}_4 + _\text{Al} \rightarrow _\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + _\text{Cu}$		
$_\text{CuSO}_4 + _\text{Al} (+\text{NaCl}) \rightarrow _\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + _\text{Cu}$		
$_\text{H}_2\text{O}_2 (+\text{MnO}_2) \rightarrow _\text{H}_2\text{O} + _\text{O}_2$		
$_\text{HCl} + _\text{NaOH} \rightarrow _\text{NaCl} + _\text{H}_2\text{O}$		

1. Заполнить табл. 6 в соответствии с наблюдаемыми результатами и, пользуясь данными из табл. 2 «Классификация химических реакций», заполнить колонки «Признак», «Тип реакции».

2. Указать цвет и агрегатную форму соединений в протекаемых реакциях (под брутто-формулами веществ в колонке «Уравнение химической реакции»).

3. Уравнять реакции, расставить коэффициенты там, где это необходимо.

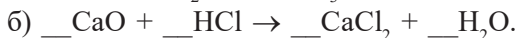
4. Сделайте вывод по лабораторной работе: запишите все наблюдения, при проведении каких реакций образуются новые вещества и если образуются, то какие, как вы определили и доказали их наличие.

Вопросы для самоподготовки

1. Дайте определение химической реакции и химическому уравнению.

2. Дайте определение понятиям «коэффициент» и «индекс» в химическом уравнении.

3. Поставьте коэффициенты в следующих схемах реакций и определите, к какому типу относится каждая из них:



4. По каким внешним признакам можно судить, что произошла химическая реакция при взаимодействии двух веществ?

5. На какие группы можно классифицировать химические реакции по характеру превращения?

6. К какому типу химических реакций относится образование углекислого газа в результате:

а) взаимодействия угля с оксидом меди;

б) прокаливания известняка;

в) сжигания угля;

г) горения угарного газа?

7. Приведите примеры образования оксида меди (II) в результате реакции:

а) соединения;

б) разложения.

8. Если оксид меди (II) образуется при нагревании карбоната меди, то его масса меньше, чем масса взятого вещества; если он образуется при нагревании меди на воздухе, то его масса больше, чем масса взятого вещества. Какого типа реакции происходят в этих двух случаях?

9. Чем различаются гомогенные и гетерогенные реакции? Приведите примеры таких реакций.

10. Определите тип химических реакций и напишите уравнения реакций между следующими парами веществ:



Тема 3

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Цель: исследовать свойства наиболее распространенных простых веществ и их соединений.

Простые и сложные вещества

Все вещества в природе подразделяются на простые и сложные. Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента, а сложные – из атомов различных элементов. Сложные вещества называются химическими соединениями.

Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы. К неметаллам относятся вещества, образованные атомами 22 химических элементов: водорода, благородных газов, галогенов, кислорода, серы, селена, теллура, азота, фосфора, мышьяка, углерода, кремния и бора. Все остальные химические элементы и образуемые ими простые вещества являются металлами.

Характеристика металлов

Металлы – это ковкие, пластичные, тягучие вещества, имеющие металлический блеск, способные проводить тепло и электрический ток.

В химических реакциях металлы в большинстве случаев являются восстановителями, т. е. отдают свои валентные электроны. Но по своей восстановительной способности металлы различны. Щелочные металлы (I А группа в Периодической системе Д. И. Менделеева) являются самыми сильными восстановителями, они легко отдают свой единственный валентный электрон. Благородные металлы (например, золото, платина) очень трудно отдают свои электроны, их восстановительная способность мала и очень низка химическая активность. Их ионы легко присоединяют к себе элек-

троны от более активных металлов, т. е. являются окислителями. Остальные металлы по восстановительной способности находятся между вышеуказанными группами металлов.

Восстановительную активность металла в химических реакциях, протекающих в водных растворах, отражает его положение в электрохимическом ряду напряжений металлов или ряду стандартных электродных потенциалов металлов. Чем левее стоит металл в ряду стандартных электродных потенциалов, тем более сильным восстановителем он является, самый сильный восстановитель – металлический литий, самый слабый – золото и, наоборот, ион золота (III) – самый сильный окислитель, литий (I) – самый слабый.

Каждый металл способен восстанавливать из растворов солей те металлы, которые стоят в ряду напряжений после него, например, железо может вытеснять медь из растворов ее солей. Однако следует помнить, что металлы щелочных и щелочно-земельных металлов (II A группа в Периодической системе Д. И. Менделеева) будут взаимодействовать непосредственно с водой.

Металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснять его из растворов разбавленных кислот, при этом растворяться в них.

Простые вещества, образованные химическими элементами – металлами, и сложные металлосодержащие вещества играют важнейшую роль в минеральной и органической «жизни» Земли. Достаточно вспомнить, что атомы (ионы) элементов металлов являются составной частью соединений, определяющих обмен веществ в организме человека, животных, например, в крови человека найдено 62 элемента металла.

Характеристика неметаллов

Неметаллы – это химические элементы, для атомов которых характерна способность принимать электроны до завершения внешнего слоя благодаря наличию, как правило на внешнем электронном слое, четырех и более электронов и малому радиусу атомов по сравнению с атомами металлов.

Это определение оставляет в стороне элементы VIII группы главной подгруппы – *инертные*, или *благородные*, *газы*, атомы которых имеют завершённый внешний электронный слой. Электронная конфигурация атомов этих элементов такова, что их нельзя отнести ни к металлам, ни к неметаллам. Они являются теми объектами, которые разделяют элементы на металлы и неметаллы, занимая между ними пограничное положение. Инертные, или благородные, газы («благородство» выражается в инертности) иногда относят к неметаллам, но формально, по физическим признакам.

Из определения неметаллов следует, что для их атомов характерны высокие значения электроотрицательности (способность атомов элементов оттягивать к себе общие электронные пары в химических соединениях). Она изменяется в пределах от 2 до 4. Фтор – самый сильный окислитель, его атомы в химических реакциях не способны отдавать электроны, т. е. проявлять восстановительные свойства.

Все элементы-неметаллы (кроме водорода) занимают в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева верхний правый угол, образуя треугольник, вершиной которого является фтор F, а основанием – диагональ В–Ат.

Сложные вещества (или химические соединения) – вещества, молекулы которых состоят из атомов разного вида (атомов различных химических элементов), такие вещества многочисленны и разнообразны по составу и свойствам.

Основными классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды, кислоты и соли, более подробная их классификация представлена на рис. 10.

Характеристика оксидов

Оксидами называются соединения химических элементов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна –2.

По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие или безразличные (CO , NO , N_2O и др.).

Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные (Na_2O , CaO , FeO и др.), кислотные (SO_2 , SO_3 , SiO_2 , CO_2 и т. д.) и амфотерные (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO , SnO_2 и др.).

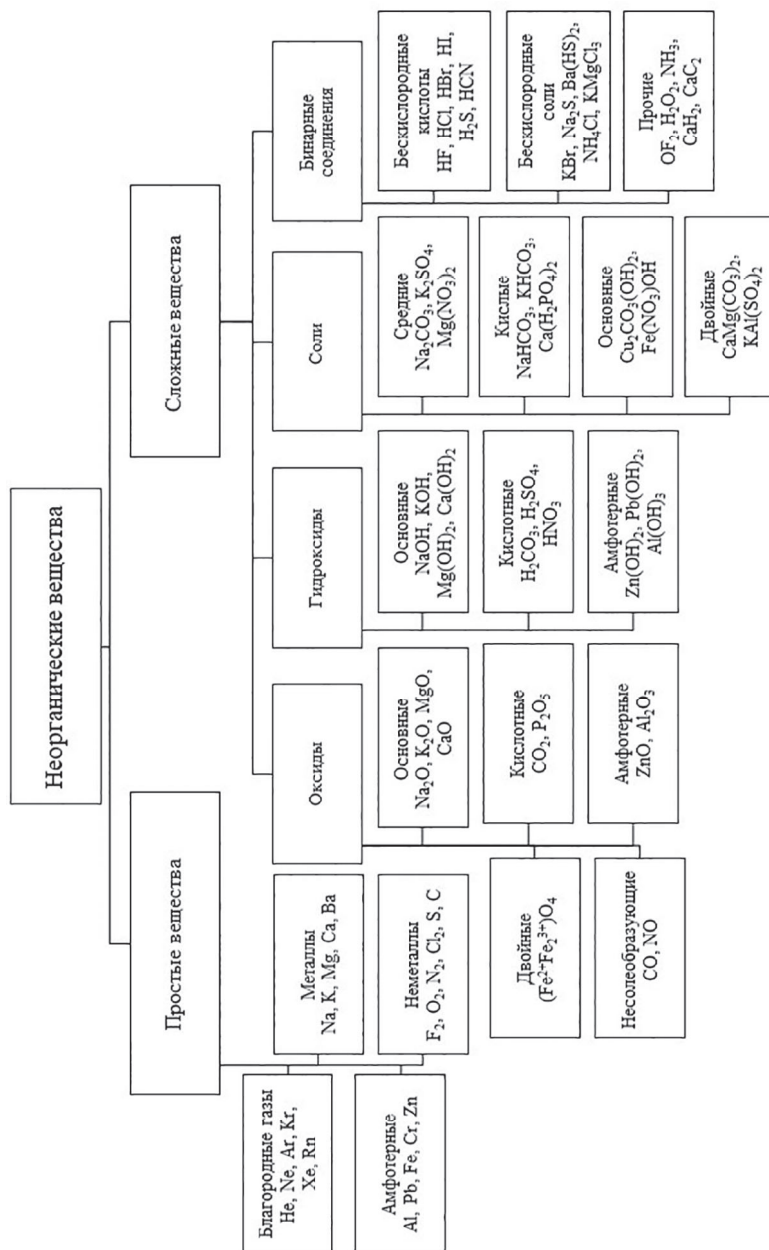
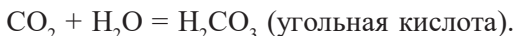


Рис. 10. Основные классы неорганических соединений

Важнейшие химические свойства оксидов:

а) кислотных оксидов:

1. Большинство кислотных оксидов хорошо реагируют с водой, давая кислоту. Например, кислый вкус простой газированной воды объясняется образованием угольной кислоты H_2CO_3 из кислотного оксида CO_2 :



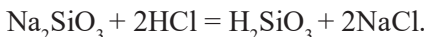
Однако не все кислотные оксиды растворяются в воде (например, SiO_2 – диоксид кремния), поэтому не все могут непосредственно с ней реагировать.

2. Все кислотные оксиды реагируют со щелочами. При этом получается сразу соль:

кислотный оксид + щелочь = соль + вода.

Н а п р и м е р: $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Полученную соль кремниевой кислоты можно превратить в саму кремниевую кислоту добавлением другой кислоты:



Таким образом, кислотному оксиду всегда соответствует определенная кислота:

CO_2 (оксид углерода) – H_2CO_3 (угольная кислота);

SO_3 (оксид серы VI) – H_2SO_4 (серная кислота);

SiO_2 (оксид кремния) – H_2SiO_3 (кремниевая кислота).

Оксиды, которые взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды, называются кислотными оксидами. Следует запомнить только два оксида металлов, которые также являются кислотными. Это оксиды хрома и марганца, в которых металлы имеют наибольшую из всех возможных степень окисления:

CrO_3 (оксид хрома VI) – H_2CrO_4 (хромовая кислота);

Mn_2O_7 (оксид марганца VII) – HMnO_4 (марганцовая кислота).

б) основных оксидов:

1. Основные оксиды образуются только металлами. Некоторые из них легко реагируют с водой, давая соответствующее основание: основной растворимый оксид + щелочь = соль + вода.

Н а п р и м е р: $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ (основание – гидроксид лития).

Еще один пример – хорошо известная реакция получения гашеной извести из оксида кальция и воды:



Существует, однако, большое количество нерастворимых основных оксидов:



2. Все основные оксиды реагируют с кислотами:



Каждому основному оксиду соответствует определенное основание:

MgO (оксид магния) – Mg(OH)_2 (гидроксид магния);

Fe_2O_3 (оксид железа III) – Fe(OH)_3 (гидроксид железа III);

Na_2O (оксид натрия) – NaOH (гидроксид натрия).

Оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды, называются основными оксидами.

Характеристика оснований, щелочей

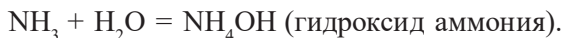
Гидроксидами являются соединения солеобразующих оксидов с водой. По типу и продуктам электролитической диссоциации в водных растворах и по химическим свойствам гидроксиды подразделяются на основания (Ba(OH)_2 , NaOH , Fe(OH)_3 и др.), кислоты (H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 и др.) и амфотерные основания (Zn(OH)_2 , Al(OH)_3 , Cr(OH)_3 и др.).

Если вещество содержит гидроксигруппы (OH), которые могут отщепляться в реакциях с другими веществами, то такое вещество является основанием. Существует много оснований, которые состоят из атома какого-либо металла и присоединенных к нему гидроксогрупп.

Н а п р и м е р: NaOH – гидроксид натрия, KOH – гидроксид калия, Fe(OH)_3 – гидроксид железа (III), Ba(OH)_2 – гидроксид бария.

Основаниями называются вещества, в которых атомы металла связаны с гидроксогруппами.

Существует также основание, в котором гидроксогруппа присоединена не к металлу, а к иону NH_4^+ (катиону аммония). Это основание называется гидроксидом аммония и имеет формулу NH_4OH . Гидроксид аммония образуется в реакции присоединения воды к аммиаку, когда аммиак растворяют в воде:



Классификация оснований

В качестве признаков для классификации оснований можно использовать следующие характеристики: растворимость в воде, сила оснований и число гидроксогрупп.

а) по растворимости.

Основания бывают растворимыми и нерастворимыми. Растворимые основания называются *щелочами*, например, KOH – гидроксид калия (едкое кали), NaOH – гидроксид натрия (едкий натр), LiOH – гидроксид лития, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция (его раствор называется известковой водой), $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – гидроксид бария. Растворы щелочей скользкие на ощупь («мыльные») и довольно едкие. Они разъедают кожу, ткани, бумагу, очень опасны (как и кислоты) при попадании в глаза. Поэтому при работе со щелочами и кислотами необходимо пользоваться защитными очками. Если раствор щелочи все-таки попал в лицо, необходимо промыть глаза большим количеством воды, а затем разбавленным раствором слабой кислоты (например, уксусной или борной). Этот способ медицинской помощи основан на протекании реакции нейтрализации:



В реакцию нейтрализации с кислотами вступают любые основания, а не обязательно только щелочи.

б) по силе оснований.

Разные основания имеют разную способность отщеплять гидроксогруппы, поэтому их, подобно кислотам, подразделяют на сильные и слабые основания (табл. 7). Сильные основания в водных растворах склонны легко отдавать свои гидроксогруппы, а слабые – нет.

Не следует путать силу основания и его растворимость. Например, гидроксид кальция – сильное основание, хотя его раствори-

Классификация оснований по силе

Сильные основания	Слабые основания
NaOH гидроксид натрия (едкий натр)	Mg(OH) ₂ гидроксид магния
KOH гидроксид калия (едкое кали)	Fe(OH) ₂ гидроксид железа (II)
LiOH гидроксид лития	Zn(OH) ₂ гидроксид цинка
Ba(OH) ₂ гидроксид бария	NH ₄ OH гидроксид аммония
Ca(OH) ₂ гидроксид кальция (гашеная известь)	Fe(OH) ₃ гидроксид железа (III)

мость в воде невелика. В данном случае сильным основанием (щелочью) мы называем ту часть гидроксида кальция, которая растворена в воде.

в) *по количеству гидроксогрупп (основности)*:

- одноосновные (NaOH, KOH, NH₄OH и др.);
- двухосновные (Ca(OH)₂, Cu(OH)₂, Fe(OH)₂);
- трехосновные (Al(OH)₃, Fe(OH)₃ и др.).

Важнейшие химические свойства оснований***1. Действие растворов оснований на индикаторы.***

Растворы щелочей окрашивают индикаторы (вещества сложного строения, способные в зависимости от среды изменять свой цвет): лакмус – в синий цвет, фенолфталеин – в малиновый цвет. Индикатор метиловый оранжевый (или метилоранж) в растворах щелочей имеет желтый цвет (Подробнее об изменении окраски индикаторов см. в теме 6, табл. 13, рис. 15.)

В водном растворе растворимые основания диссоциируют (распадаются), образуя катион металла и гидроксогруппу:



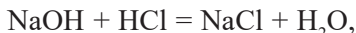
Многоосновные основания диссоциируют ступенчато:



суммарное уравнение:



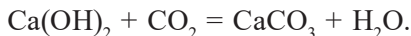
2. *Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации) с образованием соли и воды:*



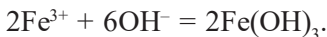
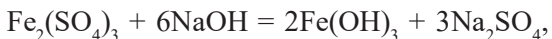
При реакции нейтрализации взаимодействие сводится к взаимодействию ионов водорода и гидроксогруппы с образованием малодиссоциирующего вещества – воды.

3. *Взаимодействие с кислотными оксидами.*

Некоторые основания могут взаимодействовать с некоторыми кислотными оксидами, образуя соль и воду.

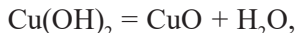


4. *Взаимодействие с солями:*



5. *Термическое разложение.*

Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид металла и воду:



Щелочи термическому разложению не подвергаются, например, гидроксид натрия кипит при 1 400 °С без разложения.

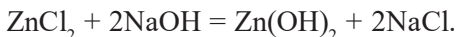
6. *Взаимодействие с неметаллами:*



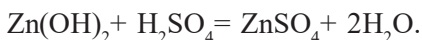
Амфотерные основания

Амфотерными называются такие гидроксиды, которые способны отдавать в реакциях с другими соединениями как атомы (ионы) водорода, так и гидроксогруппы (анионы гидроксила).

Так, например, гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ является малорастворимым основанием. Его можно получить, действуя щелочью на какую-нибудь растворимую соль цинка – при этом $\text{Zn}(\text{OH})_2$ выпадает в осадок:

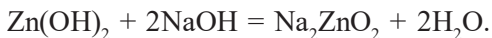


Подобно всем другим основаниям, осадок гидроксида цинка легко растворяется при добавлении какой-нибудь кислоты:



Если же вместо кислоты к осадку гидроксида цинка добавить избыток щелочи, то он также растворяется, чего не происходит с другими гидроксидами.

Это явление объясняется тем, что в присутствии избытка сильного основания гидроксид цинка способен отдавать атомы водорода, подобно кислоте:



гидроксид цинка + щелочь = соль + вода

Происходит реакция нейтрализации наподобие той, которая могла бы произойти между NaOH и кислотой. Эта кислота (цинковая кислота H_2ZnO_2) и гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ являются одним и тем же соединением!

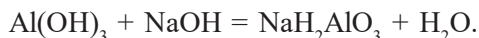
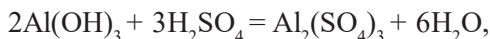
Данное свойство гидроксидов называется амфотерностью.

Помимо гидроксида цинка, амфотерными свойствами обладают гидроксиды некоторых других металлов: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

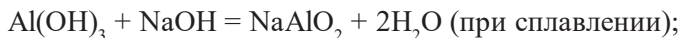
Можно заметить, что амфотерные свойства проявляют те металлы, которые в Периодической таблице находятся наиболее близко к неметаллам. Как известно, неметаллы обладают большей электроотрицательностью (по сравнению с металлами), поэтому их связь с кислородом носит ковалентный характер и отличается значительной прочностью.

Гидроксид алюминия можно представить в следующем виде:
 $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{H}_3\text{AlO}_3$.

В первой из приведенных ниже реакций $\text{Al}(\text{OH})_3$ реагирует как обычное основание, а в следующих – как кислота:



Причем, если вторую реакцию проводить при нагревании, то соль NaH_2AlO_3 теряет одну молекулу воды и образуется алюминат натрия NaAlO_2 . В растворе алюминат натрия, наоборот, легко присоединяет воду и существует в виде соли $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Итак:

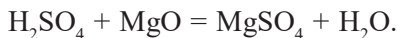
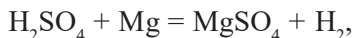


(при добавлении раствора NaOH без нагревания).

Характеристика кислот

Все кислоты, независимо от их происхождения, объединяет общее свойство – они содержат реакционноспособные атомы водорода. В связи с этим кислотам можно дать следующее определение: *кислота – это сложное вещество, в молекуле которого имеет-ся один или несколько атомов водорода и кислотный остаток.*

Свойства кислот определяются тем, что они способны замещать в своих молекулах атомы водорода на атомы металлов. Например:



Классификация кислот:

- 1) по наличию или отсутствию кислорода в молекуле;
- 2) по числу атомов водорода;
- 3) по силе.

По первому признаку кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные (табл. 8).

Т а б л и ц а 8

Классификация кислот по составу

Кислородсодержащие кислоты	Бескислородные кислоты
H ₂ SO ₄ серная	HF фтороводородная
H ₂ SO ₃ сернистая	HCl хлороводородная (соляная)
HNO ₃ азотная	HBr бромоводородная
H ₃ PO ₄ фосфорная (или <i>орто</i> фосфорная)	HI йодоводородная
H ₂ CO ₃ угольная	H ₂ S сероводородная
H ₂ SiO ₃ кремниевая	

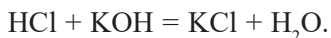
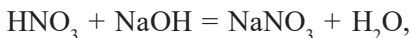
По количеству атомов водорода, способных замещаться на металл, все кислоты делятся на одноосновные (с одним атомом водорода), двухосновные (с 2 атомами водорода) и трехосновные (с 3 атомами водорода), представленные в табл. 9.

Т а б л и ц а 9

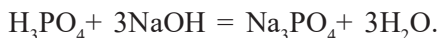
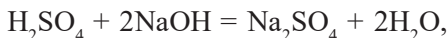
Классификация кислот по числу атомов водорода

Одноосновные	Двухосновные	Трехосновные
HNO ₃ азотная	H ₂ SO ₄ серная	H ₃ PO ₄ фосфорная H ₃ AsO ₄ ортомышьяковая
HF фтороводородная	H ₂ SO ₃ сернистая	
HCl хлороводородная	H ₂ S сероводородная	
HBr бромоводородная	H ₂ CO ₃ угольная	
HI йодоводородная	H ₂ SiO ₃ кремниевая	

Термин «одноосновная кислота» возник в связи с тем, что для нейтрализации одной молекулы такой кислоты требуется одно основание, т. е. одна молекула какого-либо простейшего основания типа NaOH или KOH:



Двухосновная кислота требует для своей нейтрализации уже две молекулы основания, а трехосновная – три молекулы основания:

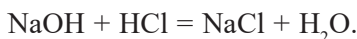


Важнейшие химические свойства кислот

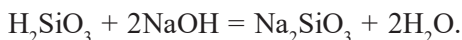
1. *Действие растворов кислот на индикаторы.* Практически все кислоты (кроме кремниевой) хорошо растворимы в воде. Растворы кислот в воде изменяют окраску индикаторов. По окраске индикаторов определяют присутствие кислоты. Индикатор лакмус окрашивается растворами кислот в красный цвет, индикатор метиловый оранжевый – тоже в красный цвет. Подробнее про индикаторы вы можете прочитать в теме 5, табл. 12.

Водные растворы могут быть нейтральными, кислыми или щелочными. В кислых растворах содержится избыток ионов H^+ , а в щелочных – избыток ионов OH^- . В нейтральных растворах количество этих ионов всегда одинаково и при этом чрезвычайно мало – по 10^{-7} моль/л каждого иона.

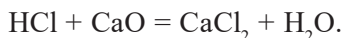
2. *Взаимодействие кислот с основаниями (реакция нейтрализации) с образованием соли и воды:*



Для реакций нейтрализации достаточно, чтобы хотя бы одно из реагирующих веществ было растворимо в воде. Поскольку практически все кислоты растворимы в воде, они вступают в реакции нейтрализации не только с растворимыми, но и с нерастворимыми основаниями. Исключением является кремниевая кислота, которая плохо растворима в воде и поэтому может реагировать только с растворимыми основаниями, такими как NaOH и KOH :



3. *Взаимодействие кислот с основными оксидами.* Поскольку основные оксиды – ближайшие родственники оснований, с ними кислоты также вступают в реакции нейтрализации:



Как и в случае реакций с основаниями, с основными оксидами кислоты образуют соль и воду. Соль содержит кислотный остаток той кислоты, которая использовалась в реакции нейтрализации.

4. *Взаимодействие кислот с металлами.* Для взаимодействия должны выполняться некоторые условия (в отличие от реакций кислот с основаниями и основными оксидами, которые идут практически всегда).

Во-первых, металл должен быть достаточно активным (реакционноспособным) по отношению к кислотам. Например, золото, серебро, ртуть и некоторые другие металлы с кислотами не реагируют. Такие металлы, как натрий, кальций, цинк, реагируют очень активно с выделением газообразного водорода и большого количества тепла.

$\text{HCl} + \text{Hg} =$ реакция не протекает.



По реакционной способности в отношении кислот все металлы располагаются в ряд активности металлов (табл. 10). Слева находятся наиболее активные металлы, справа – неактивные. Чем левее находится металл в ряду активности, тем интенсивнее он взаимодействует с кислотами.

Т а б л и ц а 10

Ряд активности металлов

Металлы, которые вытесняют водород из кислот	Металлы, которые не вытесняют водород из кислот
K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb (H) – самые активные металлы	Cu, Hg, Ag, Pt, Au – самые неактивные металлы

Во-вторых, кислота должна быть достаточно сильной, чтобы реагировать даже с металлом из левой части табл. 8. Под силой кислоты понимают ее способность отдавать ионы водорода H^+ .

Например, кислоты растений (яблочная, лимонная, щавелевая и т. д.) являются слабыми кислотами и очень медленно реагируют

с такими металлами, как цинк, хром, железо, никель, олово, свинец (хотя с основаниями и оксидами металлов они способны реагировать).

С другой стороны, такие сильные кислоты, как серная или соляная (хлороводородная), способны реагировать со всеми металлами из левой части табл. 10.

В связи с этим существует еще одна классификация кислот – по силе (см. табл. 11). В табл. 11 в каждой из колонок сила кислот уменьшается сверху вниз.

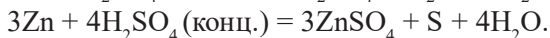
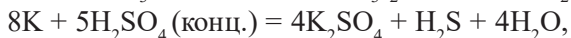
Т а б л и ц а 11

Классификация кислот на сильные и слабые кислоты

Сильные кислоты	Слабые кислоты
HI йодоводородная	HF фтороводородная
HBr бромоводородная	H ₃ PO ₄ фосфорная
HCl хлороводородная	H ₂ SO ₃ сернистая
H ₂ SO ₄ серная	H ₂ S сероводородная
HNO ₃ азотная	H ₂ CO ₃ угольная
HMnO ₄ марганцовая	H ₂ SiO ₃ кремниевая
H ₂ CrO ₄ хромовая	

Следует помнить, что в реакциях кислот с металлами есть одно важное исключение: *при взаимодействии металлов с азотной кислотой водород не выделяется*. Это связано с тем, что азотная кислота содержит в своей молекуле *сильный окислитель – азот в степени окисления +5*. Поэтому с металлами в первую очередь реагирует более активный окислитель N⁺⁵, а не H⁺, как в других кислотах. Выделяющийся все же в каком-то количестве водород немедленно окисляется и не выделяется в виде газа. *Это же наблюдается и для реакций концентрированной серной кислоты, в молекуле которой сера S⁺⁶ также выступает в роли главного окислителя*. Состав продуктов в этих окислительно-восстановительных реакциях зависит от многих факторов: активности металла, концентрации кислоты, температуры.

Например:



Есть металлы, которые реагируют с разбавленными кислотами, но не реагируют с концентрированными (т. е. безводными) кислотами – серной и азотной. Эти металлы – Al, Fe, Cr, Ni и некоторые другие – при контакте с безводными кислотами сразу же покрываются продуктами окисления (пассивируются). Продукты окисления, образующие прочные пленки, могут растворяться в водных растворах кислот, но не растворимы в кислотах концентрированных. Это обстоятельство используют в промышленности. Например, концентрированную серную кислоту хранят и перевозят в железных бочках.

Характеристика солей

В предыдущих разделах постоянно встречались реакции, в которых образуются соли.

Солями называются вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

Исключением являются соли аммония, в которых с кислотными остатками связаны не атомы металла, а частицы NH_4^+ . Примеры типичных солей приведены ниже:

NaCl – хлорид натрия;

Na_2SO_4 – сульфат натрия;

CaSO_4 – сульфат кальция;

CaCl_2 – хлорид кальция;

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – сульфат аммония.

Формула соли строится с учетом валентностей металла и кислотного остатка. Практически все соли – ионные соединения, поэтому можно говорить, что в солях связаны между собой ионы металла и ионы кислотных остатков:

Na^+Cl^- – хлорид натрия;

$\text{Ca}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$ – сульфат кальция и т. д.

Названия солей составляются из названия кислотного остатка и названия металла. Главным в названии является кислотный остаток. Названия солей в зависимости от кислотного остатка показаны в табл. 12. В верхней части табл. 12 приведены кислородсодержащие кислотные остатки, в нижней – бескислородные.

Из табл. 12 видно, что названия кислородсодержащих солей имеют окончания *-ат*, а названия бескислородных солей – окончания *-ид*.

Т а б л и ц а 12

Построение названий солей

Соль какой кислоты	Кислотный остаток	Валентность остатка	Название солей	Примеры
HNO ₃ азотная	NO ₃ ⁻	I	Нитраты	Ca(NO ₃) ₂ нитрат кальция
H ₂ SiO ₃ кремниевая	SiO ₃ ²⁻	II	Силикаты	Na ₂ SiO ₃ силикат натрия
H ₂ SO ₄ серная	SO ₄ ²⁻	II	Сульфаты	PbSO ₄ сульфат свинца
H ₂ CO ₃ угольная	CO ₃ ²⁻	II	Карбонаты	Na ₂ CO ₃ карбонат натрия
H ₃ PO ₄ фосфорная	PO ₄ ³⁻	III	Фосфаты	AlPO ₄ фосфат алюминия
HBr бромоводородная	Br ⁻	I	Бромиды	NaBr бромид натрия
HI йодоводородная	I ⁻	I	Йодиды	KI йодид калия
H ₂ S сероводородная	S ²⁻	II	Сульфиды	FeS сульфид железа (II)
HCl соляная	Cl ⁻	I	Хлориды	NH ₄ Cl хлорид аммония
HF фтороводородная	F ⁻	I	Фториды	CaF ₂ фторид кальция

В некоторых случаях для кислородсодержащих солей может использоваться окончание *-ит*. Например, Na_2SO_3 – сульфит натрия. Это делается для того, чтобы различать соли серной (H_2SO_4) и сернистой (H_2SO_3) кислоты и в других таких же случаях.

В табл. 12 приведены *международные названия* солей. Однако полезно знать также русские названия и некоторые исторически сложившиеся, традиционные названия солей, имеющих важное значение (табл. 13).

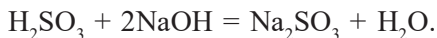
Например, ни в коем случае нельзя путать соду Na_2CO_3 и питьевую соду NaHCO_3 . Если нечаянно использовать в пищу соду вместо питьевой соды, можно получить тяжелый химический ожог.

В химии и в технике до сих пор сохраняется много старинных названий. Например, каустическая сода – вовсе не соль, а техническое название гидроксида натрия NaOH . Если обыкновенной содой можно почистить раковину или посуду, то каустическую соду ни при каких обстоятельствах брать в руки или использовать в быту нельзя!

Классификация солей

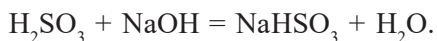
Все соли разделяются на средние, кислые и основные. Средние соли содержат только атомы металла и кислотного остатка. Например, все соли из табл. 12 являются средними солями.

Любую соль можно получить соответствующей реакцией нейтрализации. Например, сульфит натрия образуется в реакции между сернистой кислотой и основанием (едким натром). При этом на 1 моль кислоты требуется взять 2 моля основания:



сульфит натрия

Если взять только 1 моль основания, т. е. меньше, чем требуется для полной нейтрализации, то образуется кислая соль – гидросульфит натрия:



гидросульфит натрия

Кислые соли образуются многоосновными кислотами. Одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

Т а б л и ц а 13

Международные, русские и традиционные названия некоторых важных солей

Соль	Международное название	Русское название	Традиционное название	Применение
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Натрий углекислый	Сода	В быту – как моющее и чистящее средство
NaHCO_3	Гидрокарбонат натрия	Натрий углекислый кислый	Питьевая сода	Пищевой продукт: выпечка кондитерских изделий
K_2CO_3	Карбонат калия	Калий углекислый	Поташ	Применяется в технике
Na_2SO_4	Сульфат натрия	Натрий сернокислый	Глауберова соль	Лекарственное средство
MgSO_4	Сульфат магния	Магний сернокислый	Английская соль	Лекарственное средство
KClO_3	Хлорат калия	Калий хлорновато-кислый	Бертолетова соль	Применяется в зажигательных смесях для головок спичек

Кислые соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат ионы водорода.

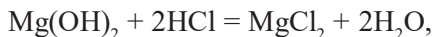
Названия кислых солей содержат приставку «гидро» (от слова *hydrogenium* – водород). Например:

NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия;

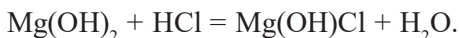
K_2HPO_4 – гидрофосфат калия;

KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия.

Основные соли образуются при неполной нейтрализации основания. Названия основных солей образуют с помощью приставки *гидроксо-*. Ниже приведен пример, показывающий отличие основных солей от обычных (средних):



хлорид магния



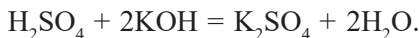
гидроксохлорид магния

Основные соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат гидроксильные группы.

Основные соли образуются только из многокислотных оснований. Однокислотные основания таких солей образовать не могут.

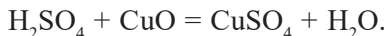
Важнейшие способы получения солей

1. *Реакция нейтрализации.* Растворы кислоты и основания смешивают в нужном мольном соотношении. После выпаривания воды получают кристаллическую соль. Например:



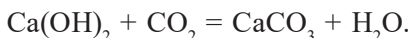
сульфат калия

2. *Реакция кислот с основными оксидами.* Фактически, это вариант реакции нейтрализации. Например:



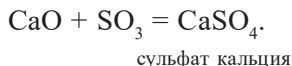
сульфат меди

3. *Реакция оснований с кислотными оксидами.* Это также вариант реакции нейтрализации:



карбонат кальция

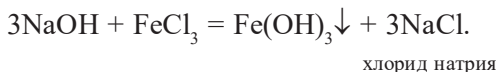
4. *Реакция основных и кислотных оксидов между собой:*



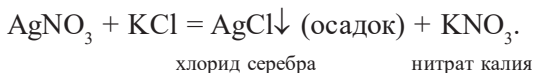
5. *Реакция кислот с солями.* Этот способ подходит, например, в том случае, если образуется нерастворимая соль, выпадающая в осадок:



6. *Реакция оснований с солями.* Для таких реакций подходят только щелочи (растворимые основания). В этих реакциях образуется другое основание и другая соль. Важно, чтобы новое основание не было щелочью и не могло реагировать с образовавшейся солью. Например:



7. *Реакция двух различных солей.* Реакцию удастся провести только в том случае, если хотя бы одна из образующихся солей нерастворима и выпадает в осадок:

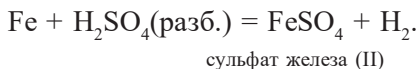


Выпавшую в осадок соль отфильтровывают, а оставшийся раствор упаривают и получают другую соль. Если же обе образующиеся соли хорошо растворимы в воде, то реакции не происходит: в растворе существуют лишь ионы, не взаимодействующие между собой:

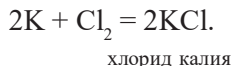


Если такой раствор упарить, то мы получим смесь солей NaCl, KBr, NaBr и KCl, но чистые соли в таких реакциях получить не удастся.

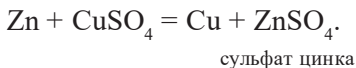
8. *Реакция металлов с кислотами.* Соли образуются и в окислительно-восстановительных реакциях. Например, металлы, расположенные левее водорода в ряду активности металлов (см. табл. 8), вытесняют из кислот водород и сами соединяются с ними, образуя соли:



9. *Реакция металлов с неметаллами.* Эта реакция внешне напоминает горение. Металл «сгорает» в токе неметалла, образуя мельчайшие кристаллы соли, которые выглядят как белый «дым»:



10. *Реакция металлов с солями.* Более активные металлы, расположенные в ряду активности левее, они способны вытеснять менее активные (расположенные правее) металлы из их солей:



Важнейшие химические свойства солей

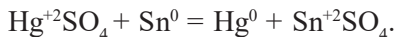
Наиболее распространенные реакции солей – реакции обмена и окислительно-восстановительные реакции. Сначала рассмотрим примеры окислительно-восстановительных реакций.

1. Окислительно-восстановительные реакции солей.

Поскольку соли состоят из ионов металла и кислотного остатка, их окислительно-восстановительные реакции условно можно разбить на две группы: реакции за счет иона металла и реакции за счет кислотного остатка, если в этом кислотном остатке какой-либо атом способен менять степень окисления.

а) Реакции за счет иона металла.

Поскольку в солях содержится ион металла в положительной степени окисления, они могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях, где ион металла играет роль окислителя. Восстановителем чаще всего служит какой-нибудь другой (более активный) металл:

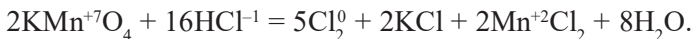
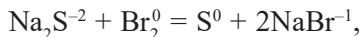


Принято говорить, что более активные металлы способны вытеснять другие металлы из их солей. Металлы, находящиеся в ряду активности левее, являются более активными.

б) Реакции за счет кислотного остатка.

В кислотных остатках часто имеются атомы, способные изменять степень окисления. Отсюда многочисленные окислительно-

восстановительные реакции солей с такими кислотными остатками. Например:

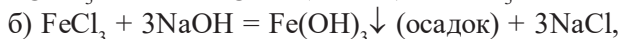


2. Обменные реакции солей.

Такие реакции могут происходить, когда соли реагируют:

- а) с кислотами;
- б) со щелочами;
- в) с другими солями.

При проведении обменных реакций берут растворы солей. Общим требованием для таких реакций является образование малорастворимого продукта, который удаляется из раствора в виде осадка. Например:



Если хотя бы один продукт таких обменных реакций не уходит из сферы реакции в виде осадка (иногда – в виде газа), то при смешивании растворов образуется только смесь ионов, на которые при растворении распадаются исходная соль и реагент. Таким образом, обменная реакция произойти не может.

Лабораторная работа 6

КЛАССЫ ВЕЩЕСТВ. ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ

Используемые материалы

Посуда

1. Шпатель для сухих веществ;
2. Стеклянная палочка;
3. Керамическая чашка для выпаривания;
4. Пробирки;
5. Пробиркодержатель;
6. Стаканы.

Химические вещества

1. Оксид железа Fe_2O_3 ;
2. Оксид меди CuO ;
3. Оксид никеля NiO ;
4. Оксид бария BaO ;
5. Оксид магния MgO ;
6. Оксид кобальта Co_2O_3 ;
7. Оксид фосфора P_2O_5 ;
8. Оксид цинка ZnO ;
9. Вода дистиллированная H_2O ;
10. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
11. Раствор соляной кислоты HCl ;
12. Раствор азотной кислоты HNO_3 ;
13. Раствор гидроксида натрия NaOH ;

Краткий ход работы

Задания выполняются в парах или тройках, отчеты пишутся каждым студентом индивидуально. Во всех записываемых уравнениях реакций указывать названия продуктов и исходных веществ!

Во время лабораторной работы при смешивании сухого вещества и жидкости в пробирку/химический стакан сначала помещаются сухие вещества (не более 1/4 шпателя), затем приливаются растворы (1–3 мл в зависимости от условий и указаний преподавателя).

Задание 1. Получите основные оксиды и изучите химические свойства:

1. Наблюдаем горение стружки магния (опыт проводится в одной параллели лаборантом).

Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

2. Изучите отношение оксидов $\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{CuO}/\text{NiO}$, BaO к воде (провести минимум 2 реакции, выбор объяснить).

П р и м е р в ы п о л н е н и я

В две пробирки поместите не более 1/3 шпателя соответствующих оксидов и прилейте 2–3 мл воды.

Каким образом можно сместить равновесие в сторону продуктов реакции? По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит?

Добавьте в пробирки 2–3 капли раствора фенолфталеина. Что происходит? Объясните наблюдаемые изменения.

Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

3. Изучите отношение оксидов $\text{BaO}/\text{MgO}/\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{Co}_2\text{O}_3/\text{NiO}/\text{CuO}$ к различным кислотам (провести минимум 9 реакций, выбор объяснить).

П р и м е р в ы п о л н е н и я

1. В три пробирки поместите не более 1/3 шпателя оксидов магния, никеля, меди и прилейте 1–2 мл разбавленной серной кислоты соответственно.

Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

2. В три пробирки поместите не более 1/3 шпателя оксидов бария, железа, кобальта и прилейте 1–2 мл разбавленной соляной кислоты.

Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

3. В три пробирки поместите не более $1/3$ шпателя оксидов бария, кобальта, меди и прилейте 1–2 мл разбавленной азотной кислоты.

Каким образом можно сместить равновесие в сторону продуктов реакции? По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит?

Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

Задание 2. Изучите свойства кислотных оксидов.

Проведите реакцию взаимодействия кислотного оксида с щелочью (опыт проводится в одной параллели лаборантом).

Для этого в пробирку поместите 1 шпатель оксида фосфора (V), прилейте 1–3 мл водного раствора гидроксида натрия.

Опишите наблюдаемые явления. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

Задание 3. Изучите свойства амфотерных оксидов.

Изучите отношение металлического цинка и оксида цинка к воде, раствору гидроксида натрия и раствору серной кислоты (суммарно надо провести 6 реакций). Для этого в три стаканчика поместите по 1–2 грануле цинка и гидроксида цинка и прилейте 2–3 мл воды, раствора гидроксида натрия и серной кислоты соответственно. Опыт повторить с оксидом цинка.

По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит? Составьте уравнения протекающих реакций в ионном и молекулярном виде.

Задание 4. Изучите свойства гидроксидов.

Изучите отношение гидроксида натрия и калия к различным солям (суммарно надо провести 6 реакций).

Для этого в стаканчиках проведите реакции взаимодействия гидроксида натрия:

- 1) с сульфатом железа (II);
- 2) сульфатом меди;
- 3) сульфатом цинка.

По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит? Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

Сделайте вывод по лабораторной работе: запишите все наблюдения, при проведении каких реакций образуются новые вещества и если образуются, то какие и как вы определили их наличие. Какие свойства наиболее сильно проявляются в каждой группе изучаемых соединений?

Вопросы для самоподготовки

1. Дайте определение понятиям «оксид» и «основание».
2. Из нижеперечисленных веществ выпишите те, которые относятся к классу оксидов: H_2O , NaOH , HCl , H_2S , KBr , SO_2 , KCl , BaCl_2 , HNO_3 , Ca(OH)_2 , CO_2 , FeCl_2 , CuSO_4 , Ba(OH)_2 , Fe_2O_3 , H_2O_2 , Na_2SiO_3 , Al_2O_3 , N_2O , MgO , Cl_2 , O_2 . Классифицируйте выбранные оксиды на группы.
3. Проиллюстрируйте на примерах основные свойства оксидов.
4. Гидроксидами являются оба вещества:
 - а) Ba(OH)_2 , H_2O_2 ;
 - б) Al(OH)_3 , KOH ;
 - в) NaOH , N_2O_3 ;
 - г) HNO_3 , P_2O_5 .
5. Дайте известную вам классификацию оснований, приведите примеры для каждого класса (по 3–5 веществ на каждый класс).
6. Выпишите химические формулы оснований в два отдельных столбика: щелочи и нерастворимые основания и назовите их: MnO , P_2O_5 , Ca(OH)_2 , CO , Al(OH)_3 , BeO , Ba(OH)_2 , Na_2O , ZnO , KOH , CrO_3 .
7. Проиллюстрируйте на примерах основные свойства щелочей.
8. Какой из указанных гидроксидов проявляет амфотерные свойства:
 - а) гидроксид цинка (+2);
 - б) гидроксид меди (+2);
 - в) гидроксид кадмия (+2).Написать уравнения реакции, подтверждающие его амфотерность.
9. Составить молекулярное и ионное уравнение реакции взаимодействия в растворах между FeCl_3 и NH_4OH .
10. По каким признакам можно судить о том, что протекает химическая реакция?

Лабораторная работа 7

КЛАССЫ ВЕЩЕСТВ. КИСЛОТЫ И СОЛИ

Используемые материалы

Посуда

1. Шпатель для сухих веществ;
2. Стеклянная палочка;
3. Пробирки;
4. Пробиркодержатель;
5. Стаканы.

Химические вещества

1. Оксид меди CuO ;
2. Оксид никеля NiO ;
3. Оксид фосфора P_2O_5 ;
4. Оксид цинка;
5. Вода дистиллированная H_2O ;
6. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
7. Раствор соляной кислоты HCl ;
8. Раствор азотной кислоты HNO_3 ;
9. Раствор гидроксида натрия NaOH ;
10. Металлический цинк Zn ;
11. Металлический алюминий Al ;
12. Раствор бромида калия KBr ;
13. Карбонат кальция CaCO_3 ;
14. Раствор сульфата меди CuSO_4 ;
15. Раствор йодида калия KI ;
16. Хлорид бария BaCl_2 .

Краткий ход работы

Задания выполняются в парах или тройках, отчеты пишутся каждым студентом индивидуально. Во всех записываемых уравнениях реакций указывать названия продуктов и исходных веществ!

Во время лабораторной работы при смешивании сухого вещества и жидкости в пробирку/химический стакан сначала помещаются сухие вещества (не более $1/3$ шпателя), затем приливаются растворы (1–3 мл в зависимости от условий и указаний преподавателя).

Задание 1. Получите некоторые кислоты и изучите химические свойства:

1. Для получения кислоты (опыт проводится в одной параллели лаборантом) в пробирку поместите 1 шпатель оксида фосфора (V), прилейте 3–2 мл воды, встряхните. Что происходит? Используйте универсальную индикаторную бумагу. Как изменилась окраска? Почему? Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

2. Для изучения химических свойств кислот проведите 6 взаимодействий раствора серной кислоты:

- 1) с цинком;
- 2) алюминием;
- 3) оксидом никеля;
- 4) гидроксидом меди (предварительно получите гидроксид из соответствующей кислоты и основания);
- 5) карбонатом кальция;
- 6) бромидом калия.

Все опыты проводить в отдельных пробирках.

По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит? Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

Задание 2. Получите соли и изучите их химические свойства:

1. Получение солей путем взаимодействия растворов двух солей. Получите йодид меди из водных растворов сульфата меди и йодида калия (опыт проводить в пробирке).

По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит? Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

2. Получение солей путем взаимодействия растворов соли и кислоты.

Получите сульфат бария из водных растворов серной кислоты и хлорида бария.

По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит? Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

3. Получение солей путем взаимодействия основания и кислоты. Получите хлорид натрия при взаимодействии гидроксида натрия и соляной кислоты.

По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит? Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

4. Получение солей путем взаимодействия основного оксида и кислоты. Получите сульфат меди при взаимодействии оксида меди и серной кислоты.

По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит? Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

Задание 3. Изучите взаимодействие различных веществ с металлами.

Получите сульфат цинка при взаимодействии металлического цинка и раствора сульфата меди.

По каким признакам можно убедиться, что взаимодействие происходит? Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном виде.

Сделайте вывод по всей лабораторной работе: запишите все наблюдения, при проведении каких реакций образуются новые вещества и если образуются, то какие и как вы определите их наличие. Какие свойства наиболее сильно проявляются в каждой группе изучаемых соединений?

Вопросы для самоподготовки

1. Дайте определение понятиям «кислота» и «соль».
2. Из ниже перечисленных веществ выпишите те, что относятся к классу кислот: H_2O , NaOH , KHSO_4 , HCl , H_2S , KBr , SO_2 , KCl , BaCl_2 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CO_2 , FeCl_2 , H_2SO_4 , CrO , CuSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , H_2O_2 , Na_2SiO_3 , Al_2O_3 , N_2O , MgO , Cl_2 , O_2 , P_2O_5 , BaO , CrO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$. Дайте классификацию выбранным веществам.
3. Кислотам соответствуют все оксиды группы:
 - а) P_2O_5 , CaO , N_2O_3 ;
 - б) CO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 ;
 - в) BaO , SiO_2 , Cr_2O_3 ;
 - г) CO_2 , MnO_2 , FeO .
- Дайте определение кислотного оксида.
4. Проиллюстрируйте на примерах свойства кислот.
5. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции взаимодействия в растворах между CuSO_4 и H_2S .
6. По каким признакам классифицируют соли? Что общего и различного между основными и кислыми солями. Приведите примеры.
7. Из перечня формул выпишите отдельно формулы средних, кислых и основных солей, дайте им названия: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaH_2PO_4 , Na_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$, NaHCO_3 , K_2HPO_4 , K_2S , $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$.
8. Какие условия необходимо соблюдать для протекания реакций ионного обмена до конца?
9. Закончите уравнения реакций в молекулярном виде:
 - а) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$;
 - б) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$;
 - в) $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \dots$;
 - г) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
10. Какие важнейшие способы солей вам известны? Как вы считаете, какова роль кислот и солей в живой природе?

Тема 4

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА И ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель: изучить механизмы протекания реакций в растворах.

Основные понятия

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, при протекании которых происходит изменение степени окисления химических элементов, входящих в состав реагентов.

Передача электронов от атома к атому называется окислением-восстановлением. Окисляется тот атом, который отдает свои электроны, а принимающий электроны восстанавливается.

Если в результате реакции получается ионное соединение, то *положительно* заряженный *ион* образовался из того элемента, который *отдал* свои электроны, а *отрицательный ион* – из элемента, который электроны *принял*.

Например, натрий активно взаимодействует с хлором (внешне это напоминает горение с выделением белого дыма – очень мелких кристаллов NaCl). В образовавшейся соли Na^+Cl^- натрий заряжен положительно, а хлор отрицательно. Следовательно, натрий окислился, а хлор – восстановился.

Благодаря передаче электронов от атома к атому, многие ионы, образующиеся в таких реакциях, имеют электронную конфигурацию инертных газов. Приобретение устойчивых «завершенных» оболочек дает большой выигрыш в энергии. Такие одинаковые электронные оболочки ионов называются *изоэлектронными*.

При образовании химических связей во многих случаях электроны могут частично передаваться от менее электроноакцепторных атомов к более электроноакцепторным атомам. Число переданных (или принятых) электронов и называется *степенью окисления* атома.

Количество отданных или принятых атомом электронов называется степенью окисления атома в молекуле.

Можно продолжить это определение: *при связывании разных атомов степень окисления равна заряду, который приобрел бы атом в этом соединении, если бы оно могло состоять из ионов.*

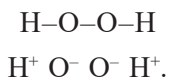
Довольно просто определять степень окисления в ионных соединениях, где сразу видно, откуда и куда перешли электроны.

Например, при взаимодействии магния с кислородом образуется ионное соединение $\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$ (где 2^+ и 2^- заряды ионов магния и кислорода). Степень окисления магния составляет $+2$, а степень окисления кислорода составляет -2 . Точно так же в соединении CaCl_2 степень окисления кальция $+2$, а степень окисления хлора -1 .

Можно дать еще одно определение степени окисления: *степень окисления – это условный заряд атома в молекуле или кристалле. Его определяют, условно считая все полярные связи полностью ионными.*

Может показаться, что степень окисления – это та же валентность, но только со знаком «+» или «-». На самом деле это не всегда верно. Давайте посчитаем степень окисления в другом соединении водорода и кислорода – перекиси водорода H_2O_2 .

Структурная и гипотетическая «ионная» формулы перекиси водорода выглядят так:



Второй заряд «-» не может появиться на атоме кислорода потому, что кислород не в состоянии оттянуть электроны от своего соседа – точно такого же атома кислорода. Вывод: степень окисления кислорода в этом соединении составляет -1 (хотя его валентность по-прежнему II). Степень окисления водорода составляет $+1$.

Степень окисления и валентность несут разную информацию об атоме в его соединениях. Валентность просто характеризует способность атома образовывать некоторое количество химических связей, а степень окисления описывает смещения электронов при образовании химических связей.

Итак, уточним определение степени окисления с учетом всего того, что было сказано о ковалентных соединениях.

Степень окисления выражают числом частично или полностью смещенных электронов от одного атома к другому в их соединении.

Если атом *отдал* электроны, его степени окисления приписывается знак «+», а если атом *принял* электроны, то знак «-». Возможна и нулевая степень окисления атома в молекуле, если электроны никуда не смещались или число отданных и принятых электронов одинаково.

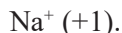
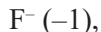
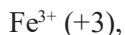
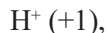
Степень окисления – очень важная величина, относящаяся к основным понятиям химии. Фактически степень окисления описывает состояние атома в соединении.

Есть несколько полезных правил, которые касаются степеней окисления:

1. *Степень окисления атома любого элемента в свободном состоянии равна нулю.*

Это связано с тем, что в чисто ковалентных двухатомных молекулах электроны не смещены ни к одному из атомов. Если вещество находится в атомном состоянии, то степень окисления его атомов также равна нулю. Примеры молекул, где степени окисления атомов равны нулю: H_2 , Fe, F_2 , Na, O_2 , N_2 , Ar.

2. *Степень окисления любого простого одноатомного иона равна его заряду.* Примеры:



3. *Степень окисления водорода в его соединениях с другими элементами равна +1.*

Примеры молекул, где водород имеет степень окисления +1: H_2O , NH_3 , CH_4 , HF, HCl. Исключение составляют довольно редкие соединения – гидриды металлов (например, LiH), в которых степень окисления водорода равна -1, потому что электроотрицательность металлов меньше, чем у водорода.

4. *Степень окисления кислорода равна -2 во всех соединениях, где кислород не образует простой ковалентной связи $O-O$.*

Примеры молекул, где кислород имеет степень окисления -2 (таких соединений кислорода – подавляющее большинство): H_2O , SO_2 , SO_3 , NO_2 . Положительную степень окисления кислород проявляет только в соединениях со фтором (например, в соединении OF_2 , где степень окисления кислорода равна $+2$).

5. *Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в формуле нейтрального соединения всегда равна нулю.*

6. Если в ходе химической реакции степень окисления атома повышается, то говорят, что он окисляется и является *восстановителем* (происходит процесс окисления).

Если же степень окисления понижается, то говорят, что он восстанавливается и является *окислителем* (происходит процесс восстановления).

Поскольку окислитель присоединяет электроны, степень окисления его атомов может только уменьшаться. Наоборот, восстановитель теряет электроны, и степень окисления его атомов должна повышаться.

Окисление всегда сопровождается восстановлением и, наоборот, восстановление всегда связано с окислением.

Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Если каждый атом окислителя может принять иное количество электронов, чем отдает атом восстановителя, то необходимо так подобрать количество атомов того и другого реагента, чтобы количество отдаваемых и принимаемых электронов стало одинаковым. Это требование положено в основу метода электронного баланса, с помощью которого уравнивают уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Окислителями являются вещества, содержащие элемент, который может приобретать более низкую степень окисления, чем в данном веществе. Например, Fe^{3+} является окислителем в составе $FeCl_3$, так как существует Fe^{2+} в составе $FeCl_2$.

Восстановителями являются вещества, содержащие элемент, который может проявлять более высокую степень окисления. Например, Fe^{2+} в составе FeCl_2 является восстановителем, так как существует Fe^{3+} в составе FeCl_3 .

В промежуточной степени окисления элемент может выступать как в роли окислителя, так и восстановителя.

Молекулы растворителя (вода) или ионы среды (H^+ , OH^-) также могут участвовать в процессе окисления-восстановления.

Типы окислительно-восстановительных реакций

Различают следующие основные типы окислительно-восстановительных реакций:

1. Реакции *межмолекулярного* окисления-восстановления (когда окислитель и восстановитель – разные вещества).

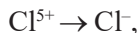
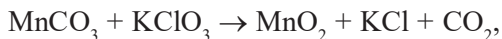
2. Реакции *диспропорционирования* (когда окислителем и восстановителем может служить одно и то же вещество).

Реакции *диспропорционирования* происходят тогда, когда молекулы одного и того же вещества способны окислять и восстанавливать друг друга. Это становится возможным, если вещество содержит в своем составе атомы какого-либо элемента в *промежуточной* степени окисления. Следовательно, степень окисления способна как понижаться, так и повышаться.

3. Реакции *внутримолекулярного* окисления-восстановления (когда одна часть молекулы выступает в роли окислителя, а другая – в роли восстановителя).

Метод электронного баланса складывается из следующих этапов:

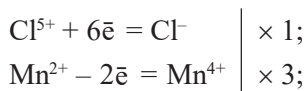
а) записывают схему реакции (формулы реагентов и продуктов), а затем находят элементы, которые повышают и понижают свои степени окисления, и выписывают их отдельно:



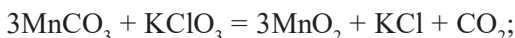
б) составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая законы сохранения числа атомов и заряда в каждой полуреакции:



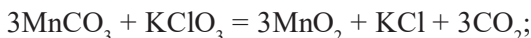
в) подбирают дополнительные множители для уравнения полуреакций так, чтобы закон сохранения заряда выполнялся для реакции в целом, для чего число принятых электронов делают равным числу отданных электронов:



г) проставляют (по найденным множителям) стехиометрические коэффициенты в схему реакции (коэффициент 1 опускается):



д) уравнивают числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления при протекании реакции (если таких элементов два, то достаточно уравнивать число атомов одного из них, а по второму провести проверку). Получают уравнение химической реакции:



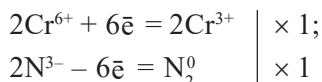
е) проводят проверку по элементу, который не менял свою степень окисления (чаще всего это кислород):

$$\text{слева } 9 + 3 = 12 \text{ атомов О,}$$

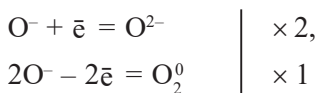
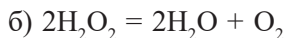
$$\text{справа } 6 + 6 = 12 \text{ атомов О.}$$

Подбор коэффициентов проведен правильно.

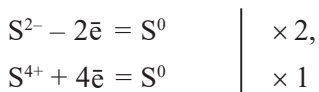
Другие примеры подбора коэффициентов:



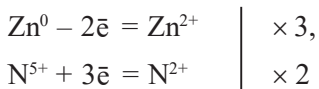
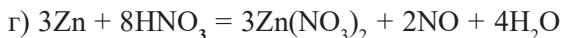
(для реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, когда в одном и том же веществе атомы одного элемента окисляются, а атомы другого элемента восстанавливаются, расчет ведут на число атомов в одной формульной единице реагента: 2N^{3-} и 2Cr^{6+} ; простые вещества указывают формулами молекул: N_2^0);



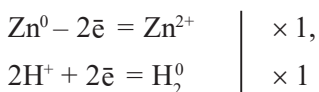
(для реакций диспропорционирования, самоокисления самовосстановления, в которых атомы одного и того же элемента в реагенте окисляются и восстанавливаются, дополнительные множители проставляют вначале в правую часть уравнения, а затем находят коэффициент для реагента);



(в случае реакций синпропорционирования, в которых атомы одного и того же элемента разных реагентов в результате их окисления и восстановления получают одинаковую степень окисления, дополнительные множители проставляют вначале в левую часть уравнения);



(коэффициенты для HNO_3 находят суммированием числа атомов азота N в правой части уравнения);



(здесь Zn – восстановитель, H_2^0 – окислитель).

Метод электронно-ионного баланса

Для подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водном растворе при участии ионов, используют метод электронно-ионного баланса.

Метод электронно-ионного баланса складывается из следующих этапов:

а) записывают формулы реагентов данной реакции



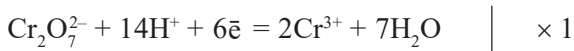
и устанавливают химическую функцию каждого из них (здесь $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – окислитель, H_2SO_4 – кислотная среда реакции, H_2S – восстановитель);

б) записывают (на следующей строчке) формулы реагентов в ионном виде, указывая только те ионы (для сильных электролитов), молекулы (для слабых электролитов и газов) и формульные единицы (для твердых веществ), которые примут участие в реакции в качестве окислителя ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$), среды (H^+ – точнее, катиона гидроксония H_3O^+) и восстановителя (H_2S):

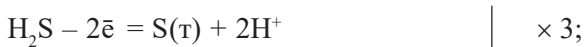


в) определяют восстановленную форму окислителя и окисленную форму восстановителя, что должно быть известно или задано (так, здесь дихромат-ион переходит в катионы хрома (III), а сероводород – в серу); эти данные записывают на следующих двух строчках, составляют электронно-ионные уравнения полуреакций восстановления и окисления и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакций:

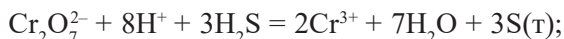
полуреакция восстановления



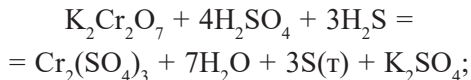
полуреакция окисления



г) суммируя уравнения полуреакций, составляют ионное уравнение данной реакции, т. е. дополняют запись (б):



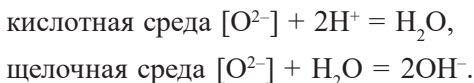
д) на основе ионного уравнения составляют молекулярное уравнение данной реакции, т. е. дополняют запись (а), причем формулы катионов и анионов, отсутствующие в ионном уравнении, группируют в формулы дополнительных продуктов (K_2SO_4):



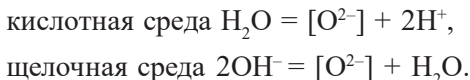
е) проводят проверку подобранных коэффициентов по числу атомов элементов в левой и правой частях уравнения (обычно достаточно только проверить число атомов кислорода).

Окисленная и восстановленная формы окислителя и восстановителя часто отличаются по содержанию кислорода (сравните $Cr_2O_7^{2-}$ и Cr^{3+}). Поэтому при составлении уравнений полуреакций методом электронно-ионного баланса в них включают пары H^+/H_2O (для кислотной среды) и OH^-/H_2O (для щелочной среды).

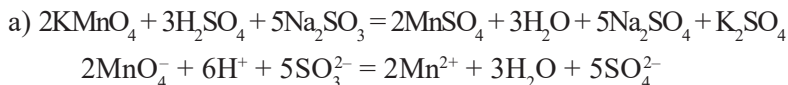
Если при переходе от одной формы к другой исходная форма (обычно – окисленная) теряет свои оксид-ионы (ниже показаны в квадратных скобках), то последние, так как они не существуют в свободном виде, должны быть в кислотной среде соединены с катионами водорода, а в щелочной среде – с молекулами воды, что приводит к образованию молекул воды (в кислотной среде) и гидроксид-ионов (в щелочной среде):

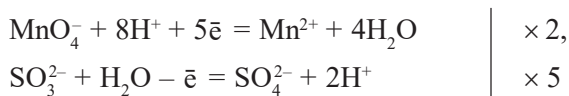


Недостаток кислорода в исходной форме (чаще – в восстановленной), по сравнению с конечной формой, компенсируется добавлением молекул воды (в кислотной среде) или гидроксид-ионов (в щелочной среде):

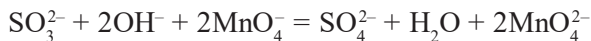
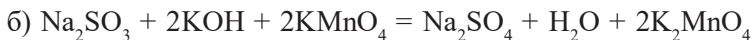


Другие примеры подбора коэффициентов:

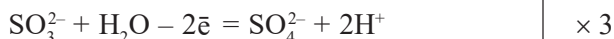
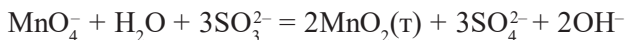
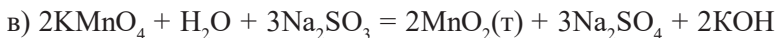




(продукт восстановления перманганат-иона MnO_4^- в сильноокислотной среде – катион Mn^{2+});

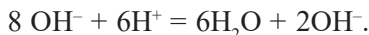


(продукт восстановления перманганат-иона MnO_4^- в сильнощелочной среде – манганат-ион MnO_4^{2-});



(если перманганат-ион используется в качестве окислителя в слабокислотной среде или в слабощелочной среде, то продукт восстановления – MnO_2).

Часто слабокислотную и слабощелочную среду условно называют нейтральной, при этом в уравнения полуреакций слева вводят только молекулы воды. В этом случае при составлении уравнения приходится после подбора дополнительных множителей записывать дополнительное уравнение, отражающее образование воды из ионов H^+ и OH^- :



Окислительную способность веществ характеризует окислительно-восстановительный потенциал E . В справочниках приведены стандартные окислительно-восстановительные потенциалы E° , измеренные относительно обратимого водородного электрода.

В любой окислительно-восстановительной реакции, как в исходных веществах, так и в продуктах реакции, имеются сопряженные пары окислитель – восстановитель. Направление окислительно-

восстановительной реакции обуславливает тот окислитель, у которого значение электродного потенциала больше.

Направление окислительно-восстановительной реакции можно изменить, изменяя концентрации веществ и температуру.

При изменении концентрации и температуры величина окислительно-восстановительного потенциала определяется уравнением Нернста.

Окислительно-восстановительные реакции протекают самопроизвольно, если разность электродных потенциалов окислителя и восстановителя, или э.д.с. (электродвижущаяся сила реакции) окислительно-восстановительной реакции $\Delta E > 0$.

По известному значению ΔE° можно вычислить ΔG° и константу равновесия K окислительно-восстановительной реакции.

Лабораторная работа 8

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Используемые материалы

Посуда

1. Шпатель для сухих веществ;
2. Стеклянная палочка;
3. Пробирки;
4. Пробиркодержатель;
5. Стаканы.

Химические вещества

1. Карбонат натрия Na_2CO_3 ;
2. Оксид меди CuO ;
3. Оксид никеля NiO ;
4. Оксид бария BaO ;
5. Оксид магния MgO ;
6. Вода дистиллированная H_2O ;
7. Раствор нитрата серебра AgNO_3 ;
8. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
9. Раствор соляной кислоты HCl ;
10. Раствор азотной кислоты HNO_3 ;
11. Раствор гидроксида натрия NaOH ;
12. Раствор хромата калия K_2CrO_4 ;
13. Металлический цинк Zn ;
14. Металлический алюминий Al ;
15. Раствор бромида калия KBr ;
16. Карбонат кальция CaCO_3 ;
17. Раствор сульфата меди CuSO_4 ;
18. Раствор йодида калия KI ;
19. Хлорид бария BaCl_2 .

Краткий ход работы

Во время лабораторной работы при смешивании сухого вещества и жидкости в пробирку/химический стакан сначала помещаются сухие вещества (не более 1/4 шпателя), затем приливаются растворы (1–2 мл).

Для каждого опыта записывать реакции. Во всех записываемых уравнениях реакций указывать названия продуктов и исходных веществ, также необходимо указывать цвет и агрегатную форму веществ под уравнением. Записывать полные ионные и сокращенные ионные сразу после основных реакций. Сделать вывод.

Задание 1. Получить и изучить химические свойства солей.

1. Проведите реакции обменного взаимодействия:

1) раствора хлорида натрия с раствором нитрата серебра (проводить в 1-й параллели, демонстрационная реакция);

2) карбоната натрия с раствором соляной кислоты;

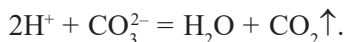
3) карбоната натрия с раствором хлорида кальция;

4) раствора хромата калия с раствором соляной кислоты.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном (сокращенном и полном) виде.

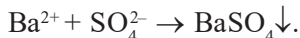
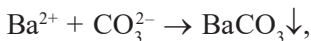
Задание 2. Выполните экспериментальные задачи:

1. Провести реакцию ионного обмена с образованием газообразного продукта согласно краткому ионному уравнению:



Составить уравнения возможных протекающих процессов/реакций как полных ионных уравнений, так и обычных реакций (если у вас несколько вариантов). Описать и отметить отдельно осуществленные вами превращения. Записать наблюдения.

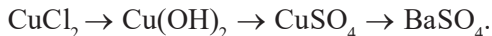
2. Провести реакции ионного обмена с получением осадков по кратким ионным уравнениям:



Составить уравнение возможных протекающих процессов/реакций как полных ионных уравнений, так и обычных реакций (если

у вас несколько вариантов). Описать и отметить отдельно осуществленные вами превращения. Записать наблюдения.

3. Экспериментально осуществите превращения, соответствующие следующей схеме:



Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном (сокращенном и полном) виде. Описать и отметить отдельно осуществленные вами превращения. Записать наблюдения.

Сделайте вывод по всей лабораторной работе: запишите все наблюдения, сделайте вывод о силе проявляемых свойств в зависимости от изменения степени окисления и от изменения состава веществ в протекающих реакциях,

Вопросы для самоподготовки

1. Какие оксиды являются солеобразующими и на какие группы делятся? Приведите примеры.

2. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции взаимодействия в растворах между BaCl_2 и Na_2SO_4 .

3. Какие реакции называются ионно-обменными?

4. Оцените правильность суждений:

А) Все вещества с ионной, ковалентной полярной и неполярной связью при растворении в воде распадаются на ионы, т. е. диссоциируют;

Б) В растворе электролита ионы движутся хаотично, а при пропускании электрического тока через раствор – направленно.

1) верно только А;

2) верно только Б;

3) верны оба суждения;

4) оба суждения неверны.

5. Чем отличаются сильные и слабые электролиты? Приведите примеры электролитов сильных и слабых.

6. Слабыми электролитами являются все вещества группы:

1) фосфат натрия, уксусная кислота, сульфат натрия;

- 2) гидроксид натрия, серная кислота, вода;
- 3) хлорид натрия, соляная кислота, гидроксид натрия;
- 4) сероводородная кислота, вода, уксусная кислота.

Для выбранного варианта записать молекулярные формулы веществ, подписать степени окисления у каждого элемента в соединении.

7. С помощью реакции ионного обмена в водном растворе невозможно получить соль:

- 1) карбонат кальция;
- 2) сульфат бария;
- 3) сульфид алюминия;
- 4) фосфат серебра.

8. С помощью реакций обменного взаимодействия получить 2–3 соли из перечисленных выше примеров. Привести молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения (для написания уравнений воспользуйтесь таблицей растворимости неорганических соединений в воде).

9. Одновременно в растворе могут находиться ионы:

- 1) Ag^+ и NO_3^- ;
- 2) Pb^{2+} и S^{2-} ;
- 3) Ba^{2+} и CO_3^{2-} ;
- 4) Mg^{2+} и CO_3^{2-} .

Объяснить почему.

10. Завершите приведенные ниже ионные уравнения. Приведите примеры двух уравнений в молекулярной форме, соответствующих этому ионному уравнению:

- а) ион водорода + гидроксид-ион $\rightarrow \dots$;
- б) карбонат-ион + ион водорода $\rightarrow \dots$;
- в) ион серебра + гидроксид-ион $\rightarrow \dots$

Лабораторная работа 9

**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ
РЕАКЦИИ
И РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА**

Используемые материалы

Посуда

1. Шпатель для сухих веществ;
2. Стеклянная палочка;
3. Керамическая чашка для выпаривания;
4. Пробирки;
5. Пробиркодержатель;
6. Стаканы;
7. Мерные цилиндры.

Химические вещества

1. Ванадат аммония NH_4VO_3 ;
2. Раствор соляной кислоты HCl ;
3. Металлический цинк Zn ;
4. Нитрат кобальта (III) $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$;
5. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
6. Раствор сульфата меди CuSO_4 ;
7. Раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
8. Раствор пероксида водорода H_2O_2 ;
9. Йодид калия KJ ;
10. Раствор перманганата калия KMnO_4 ;
11. Раствор йода I_2 ;
12. Дистиллированная вода H_2O .

Краткий ход работы

Во время лабораторной работы при смешивании сухого вещества и жидкости в пробирку/химический стакан сначала помещаются сухие вещества (не более 1/3 шпателя), затем приливаются растворы (1–2 мл).

Во всех записываемых уравнениях реакций указывать названия продуктов и исходных веществ.

С помощью метода электронного баланса расставить коэффициенты в реакции, а также для всех реакций необходимо записать полные ионные и сокращенные ионные уравнения!

Задание 1. Изучить окислительно-восстановительные реакции с участием простых веществ

1. Разложение нитрата кобальта (в фарфоровой чашке) (1 реакция). Эксперимент проводится в одной параллели, в вытяжном шкафу. Небольшое количество порошка 3–5 г насыпается в фарфоровую чашку и медленно нагревается на электрической плитке.

2. Восстановление ванадата аммония атомарным водородом. Эксперимент проводится в одной параллели, в вытяжном шкафу. Для выполнения опыта понадобится:

1. Ванадат аммония NH_4VO_3 (2 г);
2. Раствор HCl (5 : 2); $V(\text{HCl}) = 25$ мл, $V(\text{H}_2\text{O}) = 10$ мл.
3. 10 гранул цинка (3–4 г);

Все составляющие поочередно смешать в высоком стакане, лучше использовать цилиндр на 100 мл.

Записать все протекающие реакции в ионном виде. Разделить протекающий процесс по стадиям. Соотнести изменение окраски раствора с изменением степени окисления ванадия.

3. Изучение восстановительных свойств металлов (3 реакции). Изучите взаимодействие цинка с водными растворами:

- а) серной кислоты;
- б) сульфата меди;
- в) дихромата калия (добавьте серную кислоту для создания кислой среды).

Задание 2. Изучить окислительно-восстановительные реакции с участием сложных веществ.

1. Изучение окислительно-восстановительных свойств пероксида водорода:

- а) раствор йодида калия в кислой среде (серная кислота);
- б) раствор перманганата калия в кислой среде (серная кислота);
- в) раствор дихромата калия в кислой среде (серная кислота).

2. Изучение окислительно-восстановительных свойств йода:

а) изучите взаимодействие водного раствора йодида калия с раствором перманганата калия в кислой среде (серная кислота). Как меняется окраска раствора? С чем это связано? Докажите образование йода.

б) изучите взаимодействие раствора йода с раствором тиосульфата натрия. Докажите, что реакция прошла.

Сделайте вывод по всей лабораторной работе: запишите все наблюдения, сделайте вывод о силе проявляемых свойств в зависимости от изменения степени окисления и о изменении состава веществ в протекающих реакциях, о том, от чего зависит скорость реакции и как она изменяется.

Вопросы для самоподготовки

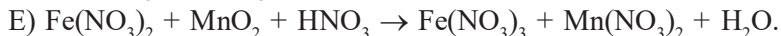
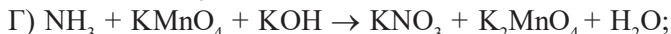
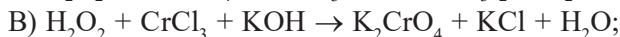
1. Дайте определения понятиям «окислительно-восстановительная реакция», «окислитель», «восстановитель».

2. Приведите примеры известных вам окислителей и восстановителей. Может ли быть так, что одно и то же вещество в разных реакциях выступает и окислителем, и восстановителем? Продемонстрируйте это на примере.

3. Что такое степень окисления? Как можно рассчитать степень окисления атомов в химических соединениях? Как изменяется степень окисления атомов в ходе окисления или восстановления?

4. Как зависит поведение вещества в окислительно-восстановительной реакции от степеней окисления атомов, входящих в его состав? Какие вещества проявляют свойства только окислителей?

5. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, определите окислитель и восстановитель, укажите процесс окисления и восстановления:



6. Сера является окислителем в реакции:

а) с кислородом;

б) натрием;

в) фтором;

г) азотной кислотой.

7. Степень окисления N в соединениях N_2O , NaNO_3 и NH_3 соответственно:

а) $-1, +5, +3$;

б) $+4, +3, -3$;

в) $-4, +3, +3$;

г) $+1, +5, -3$.

8. В уравнении реакции между Fe и Cl_2 коэффициент перед формулой окислителя;

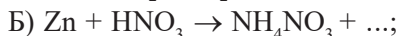
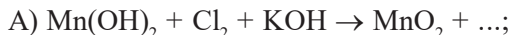
а) 2;

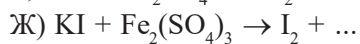
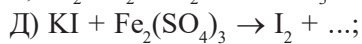
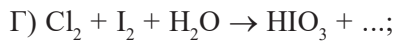
б) 3;

в) 4;

г) 6.

9. Закончите уравнения реакций, определите неизвестные вещества, расставьте коэффициенты в реакциях методом электронного баланса, определите окислитель и восстановитель, укажите процесс окисления и восстановления:





10. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции взаимодействия в растворах между $\text{Be}(\text{OH})_2$ и KOH .

Тема 5

ПОЛУЧЕНИЕ ГАЗОВ

Цель: изучить способы получения основных газов.

Газы имеют важное значение для жизни и деятельности человека. Поэтому необходимо уметь получать, собирать и хранить их.

Далее рассмотрим применение самых востребованных газов: кислорода, водорода, азота, хлора, углекислого газа.

Так, большое количество кислорода используется в промышленности, медицине, других областях человеческой деятельности.

Водород находит широкое практическое применение. Более половины водорода идет на переработку нефти. Четверть производимого водорода расходуется на синтез аммиака NH_3 . Это один из важнейших продуктов химической промышленности.

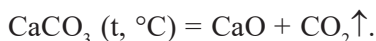
В большом количестве водород расходуется на получение хлороводородной кислоты. Реакция горения водорода в кислороде используется в ракетных двигателях, выводящих в космос летательные аппараты.

В химической промышленности, например, азот позволяет создать инертную среду, которая предотвращает соединение реагирующих веществ с кислородом. Азоту отводят важную роль при перевозке различных химических продуктов. Также его используют в качестве безопасного рабочего агента при проведении аварийных работ на нефтепроводах.

Хлор применяют во многих отраслях промышленности, науки и для бытовых нужд: в производстве поливинилхлорида, пластикатов, синтетического каучука, из которых изготавливают: изоляцию для проводов, оконный профиль, упаковочные материалы, одежду и обувь, линолеум и грампластины, лаки, аппаратуру и пенопласты, игрушки, детали приборов, строительные материалы, также хлор широко используется для обеззараживания воды – «хлорирования».

Углекислый газ используется при производстве синтетических химических веществ и для регулирования реакторных температур. Также служит для нейтрализации щелочных сточных вод. Углекислый газ широко используется в фармацевтике для создания инертной среды и в пищевой промышленности, в частности, для насыщения углекислотой шипучих напитков, упаковки пищевых продуктов, при охлаждении или заморозке (в виде криогенной жидкости) и при контроле температуры при распределении пищевых продуктов (в виде сухого льда).

В химической лаборатории небольшие объемы газов можно получать различными способами. Например, газы выделяются при нагревании некоторых твердых веществ. Газообразные вещества могут образовываться при действии некоторых жидких веществ на твердые. Так, при действии кислот на мрамор выделяется углекислый газ по реакции:



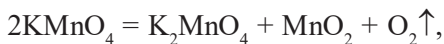
В промышленности используются специфические методы для получения различных газов. Рассмотрим основные способы получения кислорода, водорода, азота и углекислого газа.

Получение кислорода O₂

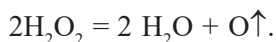
Промышленные количества кислорода получают из жидкого воздуха. Сначала воздух сжимают мощными компрессорами – при этом он, как любой сжимаемый газ, сильно нагревается.

В лаборатории кислород удобнее получать из его соединений с другими элементами.

Чаще всего кислород получают нагреванием таких веществ (в состав которых кислород входит в связанном виде), как перманганат калия (марганцовка), хлорат калия (бертолетова соль), нитрат калия (селитра):



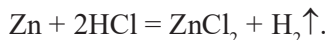
Удобно получать кислород в лаборатории из пероксида водорода:



Получение водорода H_2

В земных условиях водород встречается преимущественно в связанном состоянии. Многие его соединения вам уже известны: H_2O , HCl , и т. д. В этих соединениях водород имеет степень окисления +1, поскольку его электроотрицательность (2,2) меньше, чем электроотрицательность кислорода (3,44), хлора (3,16).

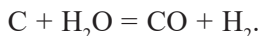
Когда водород уже находится в степени окисления +1, он может отбирать электрон у многих элементов – особенно металлов, которые склонны отдавать электроны. Поэтому способы получения водорода часто основаны на реакции какого-либо металла с одним из соединений водорода, например:



Именно данную реакцию наиболее часто используют для получения водорода в лаборатории.

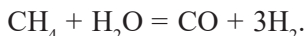
Вместо соляной кислоты можно также использовать разбавленную серную кислоту, однако если концентрация последней слишком высока, то выделяющийся газ легко загрязняется SO_2 и H_2S . Для очистки водород пропускают через подкисленный раствор перманганата или бихромата калия, а затем через раствор едкого кали, а также через концентрированную серную кислоту или через слой силикагеля для освобождения от влаги. Мельчайшие капельки жидкости, захваченные водородом при его получении и заключенные в пузырьках газа, лучше всего устранять при помощи фильтра из плотно спрессованной обычной или стеклянной ваты.

В промышленности водород часто получают в результате так называемой газопаровой конверсии угля, когда над раскаленным углем (коксом) пропускают водяной пар. При высокой температуре атомы водорода в воде замещаются на атомы углерода. В результате реакции образуются угарный газ и водород:



Далее смесь полученных газов разделяют или используют без разделения. Смесь угарного газа с водородом называют синтез-газом.

Также водород получают из газа метана:



Эта реакция также протекает при высокой температуре (около 1000 °С) и включает несколько стадий.

При высокой температуре водород может быть получен разложением метана. Продуктом реакции, помимо водорода, является сажа, которая также находит применение в промышленности:



Получение азота N₂

Существуют три основных способа получения азота в промышленности:

1. Мембранный.
2. Адсорбционный.
3. Криогенный.

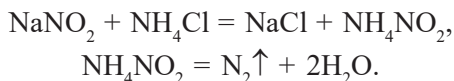
Мембранный способ получения азота наиболее молодой, но при этом очень популярный. Чистота получаемого азота от 90 % до 99,5 % (фактически до 99,9 %). Принцип получения азота основан на разнице парциальных давлений внутри и снаружи мембраны. При прохождении воздуха через мембрану молекулы азота и кислорода на разной скорости проникают через тело мембраны, благодаря чему на выходе мы имеем азот заданной чистоты.

Адсорбционный метод: компактные размеры и высокая чистота азота – главные преимущества адсорбционной технологии получения азота. Адсорбционный способ получения азота востребован в пищевой, фармацевтической и радиоэлектронной промышленности.

Криогенный способ позволяет получать азот высокой чистоты, причем не только в газообразном виде, но и в жидком. Газообразный азот закачивают для хранения в ресиверы непосредственно на месте производства или подают по трубопроводу к потребителю.

Наиболее распространенным и экономически эффективным для промышленности является способ получения азота из воздуха методом фракционной перегонки жидкого воздуха. Данный процесс включает три стадии. На первой стадии из воздуха удаляют частицы пыли, пары воды и углекислый газ. Затем воздух сжижают, охлаждая его и сжимая до высоких давлений. На третьей стадии фракционной перегонкой жидкого воздуха разделяют азот, кислород и аргон. Первым отгоняется азот, затем кислород.

Азот в лаборатории получают при взаимодействии насыщенных растворов хлорида аммония и нитрита натрия. Образующийся в результате реакции обмена нитрит аммония легко разлагается с образованием азота и воды по реакциям:



Получение хлора Cl_2

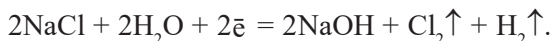
Химические методы получения хлора малоэффективны и затратны. На сегодняшний день они имеют в основном историческое значение. Хлор может быть получен при взаимодействии перманганата калия с соляной кислотой:



Первоначально промышленный способ получения хлора основывался на методе Шееле, т. е. реакции пиролюзита с соляной кислотой:



Сегодня хлор в промышленных масштабах получают вместе с гидроксидом натрия и водородом путем электролиза раствора поваренной соли, основные процессы которого можно представить суммарной формулой:



Для получения хлора в небольших количествах (т. е. в лабораторных условиях), как правило, используются процессы, основанные на окислении хлороводорода сильными окислителями (к при-

меру, оксидом марганца (IV), перманганатом калия, дихроматом калия, диоксидом свинца, бертолетовой солью и т. п.), обычно использовался диоксид марганца или перманганат калия согласно реакциям, указанным выше.

Получение углекислого газа CO_2

В промышленном масштабе CO_2 можно получить следующими способами:

1) из известняка (CaCO_3), в котором содержится до 40 % CO_2 , кокса до 18 % CO_2 путем их обжига в специальных печах;

2) из газов, образующихся при брожении спирта, пива, расщепления жиров;

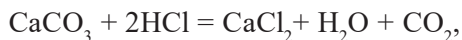
3) из дымовых газов промышленных котельных, сжигающих уголь, природный газ и другое топливо. Дымовой газ содержит 12–20 % CO_2 ;

4) из отходящих газов химических производств, в первую очередь синтетического аммиака и метанола. Отходящие газы содержат примерно 90 % CO_2 .

На данный момент наиболее распространенным способом получения углекислоты является ее получение из газов при брожении. Отходящий газ в этих случаях представляет собой почти чистый углекислый газ и является дешевым побочным продуктом производства.

На гидролизных заводах при брожении дрожжей с опилками выделяются газы, содержащие 99 % CO_2 .

В лаборатории газ можно получить взаимодействием соляной кислоты с мелом, мрамором, содой. Собирается газ методом вытеснения воздуха:



Пользоваться серной кислотой вместо соляной при этом нельзя, потому что тогда вместо растворимого в воде хлорида кальция получался бы гипс – сульфат кальция (CaSO_4) – соль, малорастворимая в воде. Отлагаясь на кусках мрамора, гипс крайне затрудняет доступ к ним кислоты и тем самым очень замедляет течение реакции.

Приборы для получения газов и способы собирания газов

В лаборатории газы собирают в сосуд двумя способами: вытеснением воды (способ 1) и вытеснением воздуха (способ 2).

Вытеснением воды можно собирать только газы, которые с водой не реагируют и в ней не растворяются (водород, кислород, азот, метан). Конструкция установки представлена на рис. 11.

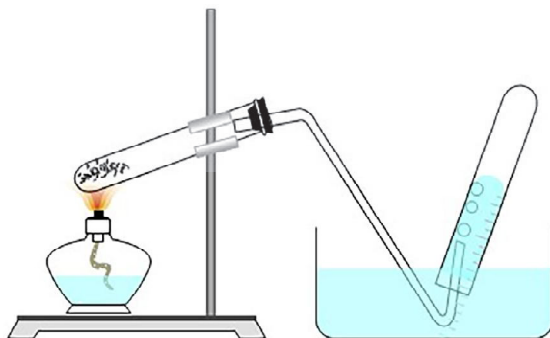


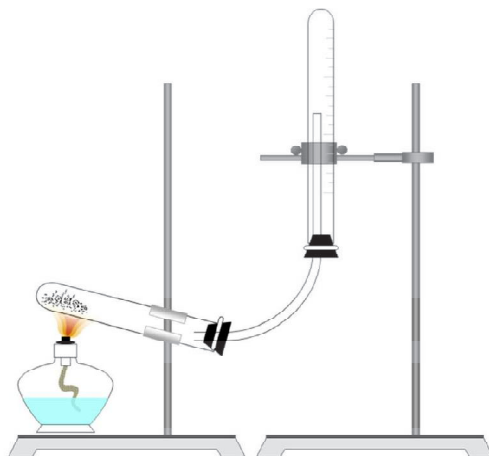
Рис. 11. Прибор для собирания газа вытеснением воды

Вытеснением воздуха можно собирать газы, которые отличаются от него по плотности. Если газ легче воздуха, то сосуд для его собирания закрепляют дном вверх (рис. 12, а), если газ тяжелее воздуха – дном вниз (рис. 12, б).

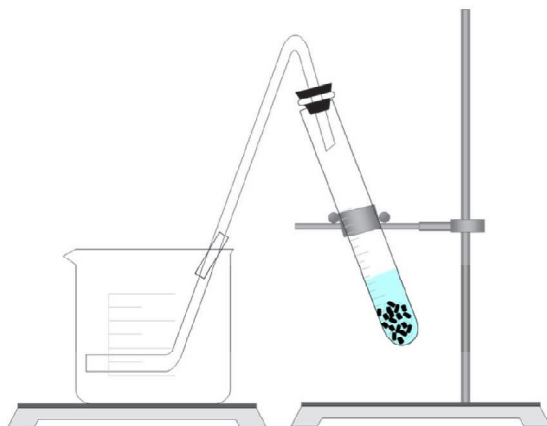
Определить, легче или тяжелее воздуха газ, можно, если сравнить его относительную молекулярную массу с молекулярной массой воздуха ($M_{\text{г воздуха}} = 29$).

Хранение и транспортировка газов

Для хранения газов следует использовать сосуды, не сообщающиеся с окружающей средой. Такие сосуды называют герметичными (т. е. не имеющими отверстий для выхода газа из сосуда наружу). В быту примером герметичного сосуда является завязанный воздушный шарик или накачанная камера от велосипедного колеса, в химической лаборатории – пробирка, плотно закрытая резиновой пробкой.



a



б

Рис. 12. Прибор для собирания газа вытеснением воздуха:
a – газ легче воздуха; *б* – газ тяжелее воздуха

В промышленности для хранения газов чаще всего используют более прочные сосуды – баллоны, в которых газы находятся под большим давлением; для предупреждения разрушения баллона сжатым газом его стенки делают из толстой стали.

Лабораторная работа 10

ПОЛУЧЕНИЕ ГАЗОВ

С ПОМОЩЬЮ ОКИСЛИТЕЛЬНО-

ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Используемые материалы

Посуда

1. Шпатель для сухих веществ;
2. Стеклянная палочка;
3. Пробирки;
4. Пробирки с газоотводной трубкой (пробирки Вюрца);
5. Стаканы;
6. Мерные цилиндры,
7. Пипетки.

Химические вещества

1. Раствор соляной кислоты HCl ;
2. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
3. Металлический цинк Zn ;
4. Карбонат кальция CaCO_3 ;
5. Карбонат кальция SrCO_3 ;
6. Перманганат калия KMnO_4 ;
7. Лимонная кислота $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$;
8. Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 ;
9. Оксид марганца MnO_2 ;
7. Дистиллированная вода H_2O .

Оборудование

1. Пробиркодержатель;
2. Штатив;
3. Спиртовая горелка;
4. Резиновые пробки различного диаметра.

Краткий ход работы

Во время лабораторной работы при смешивании сухого вещества и жидкости в пробирку/химический стакан сначала помещаются сухие вещества (не более $\frac{1}{3}$ шпателя), затем приливаются растворы (1–2 мл).

Во всех записываемых уравнениях реакций указывать названия продуктов и исходных веществ.

С помощью метода электронного баланса расставить коэффициенты в реакции, а также для всех реакций необходимо записать полные ионные и сокращенные ионные уравнения.

Для всех экспериментов зарисовать схемы экспериментальных установок, способ и тип сборки продумать до начала эксперимента.

Задание 1. Получение кислорода.

1. В пробирку насыпается небольшое количество порошка (3–5 г) перманганата калия. Закрывается пробкой с газоотводной трубкой, закрепляется в штативе как на рис. 13. Перманганат калия медленно нагревается на спиртовой горелке. Газ собирается в отдельную пробирку, наличие газа проверяется тлеющей лучиной.

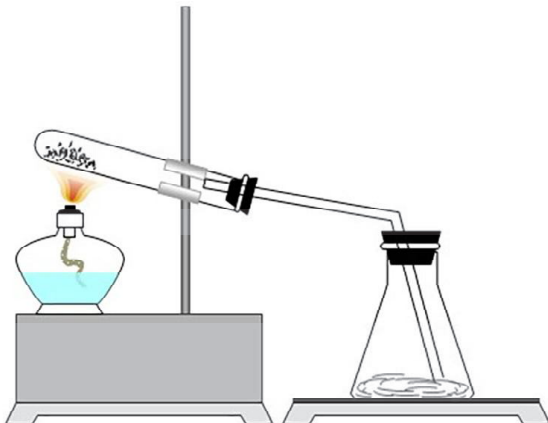


Рис. 13. Прибор для получения кислорода в лабораторных условиях

2. В коническую колбу с узким горлом наливается 5 мл раствора перекиси водорода H_2O_2 , затем добавляется немного ($\sim 0,5$ г) оксида марганца MnO_2 в раствор перекиси водорода H_2O_2 . Подготовьте тлеющую лучину. Внесите лучину в колбу, не касаясь жидкости или стенок колбы.

Наблюдайте, что произойдет с тлеющей лучиной в атмосфере чистого кислорода.

Задание 2. Получение водорода при взаимодействии соляной кислоты и металлического цинка.

В пробирку с газоотводной трубкой, закрепленную в штативе, помещается несколько гранул цинка (3–5 г), затем приливается небольшое количество раствора кислоты. Наличие газа проверяется горящей лучинкой, как на рис. 14.

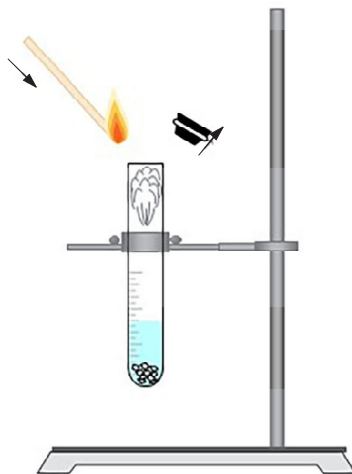


Рис. 14. Прибор для получения водорода в лабораторных условиях и условия его обнаружения

Задание 3. Получение углекислого газа

1. Получение углекислого газа при разложении карбоната стронция или кальция.

В пробирку с газоотводной трубкой, закрепленную в штативе, помещается 3–5 г сухого карбоната, затем смесь медленно нагрева-

ется с помощью горелки. Газ собирается в отдельный стакан, закрытый фильтровальной бумагой или фильтром, в наличии газа можно убедиться, вылив содержимое стакана на горящую свечу.

2. Получение углекислого газа при взаимодействии лимонной кислоты и гидрокарбоната натрия.

Отрежьте небольшой сектор от листа фильтровальной бумаги. Возьмите из набора пробку с двумя отверстиями и плотно закрепите в пробке резиновый шланг или газоотводную трубку. Высыпьте в колбу по 2–3 г лимонной кислоты $C_6H_8O_7$ и гидрокарбоната натрия $NaHCO_3$. Плотно закройте колбу пробкой. Опустите конец шланга в стеклянный стакан. Накройте стакан фильтровальной бумагой из шага 1. Отмерьте пипеткой или шприцом Жане 8 мл воды. Вставьте пипетку в свободное отверстие в пробке. Вылейте воду и не вынимайте пипетку до конца опыта. Следите за шлангом: он должен оставаться в стакане. Подождите 1 мин. Зажгите свечу. Переверните стакан над свечой на расстоянии примерно 1 см.

Сделайте вывод по всей работе: запишите все наблюдения, запишите все реакции в молекулярном виде, зарисуйте используемые приборы и установки, отметьте назначение используемого вами оборудования, какие по типу реакции были осуществлены для получения газов, проанализируйте химические и физические свойства полученных газов.

Вопросы для самоподготовки

1. Перечислите основные характеристики газообразного состояния вещества. Какие способы собирания газов в лаборатории вам известны?

2. От чего зависит способ собирания того или иного газа?

3. Почему водород собирают в перевернутую пробирку?

4. Какие лабораторные способы получения кислорода вам известны? Напишите соответствующие уравнения реакций. Почему в пробирке с кислородом тлеющая лучинка вспыхивает?

5. Перечислите три основных способа получения азота в промышленности и дайте каждому краткую характеристику.

6. Перечислите промышленные и лабораторные способы получения хлора.

7. Опишите основные стадии фракционной перегонки жидкого воздуха. Какие газы можно получить данным методом?

8. Перечислите промышленные способы получения углекислого газа.

9. Какие правила существуют для хранения и транспортировки газов?

10. Перечислите основные области применения водорода, кислорода, азота, хлора и углекислого газа. Какой газ перспективен в области энергетики?

Тема 6

РАСТВОРЫ И ИНДИКАТОРЫ

Цели: изучить способы приготовления растворов с точно заданной концентрацией и определить их значение кислотности.

В химической практике, а также в быту часто возникает необходимость в приготовлении растворов различной концентрации. Способов приготовления растворов много, но каждый из них обладает своими преимуществами и недостатками. Например, приготовление раствора по «правилу креста» не требует сложных расчетов, но довольно велика относительная погрешность приготовления (до 10 %). Можно приготовить раствор с помощью фиксала – это герметично запаиваемая стеклянная ампула с точно взятой навеской сухого вещества или точным объемом кислоты. В этом случае достигается самая высокая точность приготовления, но из-за высокой стоимости фиксалов растворы на их основе готовят в редких случаях. Наиболее оптимальным является способ, когда более концентрированный раствор разбавляют водой до заданной концентрации. Это простой способ, позволяющий готовить растворы с довольно высокой точностью (ошибка менее 1 %).

Понятия «раствор» и «растворимость»

Как в качественном, так и в количественном анализе основная работа проводится с растворами. Обычно, употребляя название «раствор», мы имеем в виду истинные растворы. В истинных растворах растворенное вещество в виде отдельных молекул или ионов распределено среди молекул растворителя. *Раствор – гомогенная (однородная) смесь, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.* При растворении твердого вещества в воде или другом растворителе молекулы поверхностного слоя переходят в растворитель и в результате диффузии распределяются по всему объему растворителя, затем

в растворитель переходит новый слой молекул и т. д. Одновременно с растворителем происходит и обратный процесс – выделение молекул из раствора. Чем выше концентрация раствора, тем в большей степени будет происходить этот процесс. Повышая концентрацию раствора, не меняя других условий, мы достигаем состояния, при котором за единицу времени из раствора будет выделяться столько же молекул растворенного вещества, сколько и растворяться. Такой раствор называется *насыщенным*. Если добавить к нему хотя бы небольшое количество растворенного вещества, оно останется нерастворенным.

Растворимость – способность вещества образовывать с другими веществами однородные системы – растворы, в которых вещество находится в виде отдельных атомов, ионов, молекул или частиц. *Количество вещества в насыщенном растворе определяет растворимость вещества при данных условиях.* Растворимость различных веществ в тех или иных растворителях различна. В определенном количестве каждого растворителя может быть растворено не более определенного количества данного вещества. Растворимость выражают количеством граммов вещества в 100 г растворителя в *насыщенном растворе*, при данной температуре.

По способности растворяться в воде вещества делят:

- 1) на хорошо растворимые (едкий натр, сахар);
- 2) малорастворимые (гипс, бертолетова соль);
- 3) практически нерастворимые (сульфит меди). Практически нерастворимые вещества часто называют нерастворимыми, хотя абсолютно нерастворимых веществ нет. «Нерастворимыми» обычно называют такие вещества, растворимость которых чрезвычайно мала (1 вес. ч. вещества растворяется в 10 000 частей растворителя).

Обычно растворимость твердых веществ увеличивается с повышением температуры. Если приготовить при нагревании раствор, близкий к насыщенному, а затем быстро, но осторожно охладить его, образуется так называемый *пересыщенный раствор*. Если в такой раствор бросить кристаллик растворенного вещества или перемешать его, то из раствора начнут выпадать кристаллы. Следо-

вательно, в охлажденном растворе вещества содержится больше, чем это возможно для насыщенного раствора при данной температуре. Поэтому при внесении кристалла растворенного вещества вес излишек вещества выкристаллизовывается.

Свойства растворов всегда отличаются от свойств растворителя. Раствор кипит при более высокой температуре, чем чистый растворитель. Температура замерзания, наоборот, у раствора ниже, чем у растворителя.

По характеру растворителя растворы делятся на *водные* и *неводные*. К последним принадлежат растворы веществ в таких органических растворителях, как спирт, ацетон, бензол, хлороформ и т. д.

Растворы большинства солей, кислот, щелочей готовятся водные.

Способы выражения концентрации растворов

Для приготовления раствора необходимо знание различных способов выражения концентрации и умение переходить от одного способа к другому.

Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенной массе или объеме раствора или растворителя. Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными единицами – долями или процентами, либо величинами размерными – концентрациями.

Концентрацию веществ в растворах можно выразить разными способами. Наиболее распространены пять способов выражения концентрации растворов:

1. Массовая доля растворенного вещества – масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 массовых частях раствора.

Массовая доля растворенного вещества ω – это безразмерная величина, равная отношению массы растворенного вещества к общей массе раствора m :

$$\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \times 100 \, \%.$$

Массовую долю растворенного вещества ω (В) обычно выражают в долях единицы или в процентах. Например, массовая доля

растворенного вещества CaCl_2 в воде равна 0,06, или 6 %. Это означает, что в растворе хлорида кальция массой 100 г содержится хлорид кальция массой 6 г и вода массой 94 г.

2. Молярная концентрация – количество вещества в 1 л раствора.

Молярная концентрация C_M показывает, сколько молей растворенного вещества содержится в 1 л раствора:

$$C_M = \nu_{\text{в-ва}} / V = m_{\text{в-ва}} / (M_{\text{в-ва}} \times V),$$

где $M_{\text{в-ва}}$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Молярная концентрация измеряется в моль/л и обозначается «М». Например, 2М NaOH – двухмолярный раствор гидроксида натрия. 1 л такого раствора содержит 2 моля вещества, или 80 г $C_M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль).

3. Молярная концентрация эквивалента (эквивалентная концентрация) – количество эквивалентных масс вещества в 1 л раствора.

Грамм-эквивалентом вещества называется количество граммов вещества, численно равное его эквиваленту. Для сложных веществ – это количество вещества, соответствующее прямо или косвенно при химических превращениях 1 г водорода или 8 г кислорода.

$\mathcal{E}_{\text{основания}} = M_{\text{основания}} / \text{число замещаемых в реакции гидроксильных групп};$

$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = M_{\text{кислоты}} / \text{число замещаемых в реакции атомов водорода};$

$\mathcal{E}_{\text{соли}} = M_{\text{соли}} / \text{произведение числа катионов на его заряд}.$

Например:

$$\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 = 98 / 2 = 49 \text{ г};$$

$$\mathcal{E}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = M(\text{Ca}(\text{OH})_2) / 2 = 74 / 2 = 37 \text{ г};$$

$$\mathcal{E}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / (2 \times 3) = 342 / 6 = 57 \text{ г}.$$

Нормальность раствора обозначает число грамм-эквивалентов данного вещества в 1 л раствора или число миллиграмм-эквивалентов в 1 мл раствора.

$$C_H = m_{\text{в-ва}} / (\mathcal{E}_{\text{в-ва}} \times V),$$

где $\mathcal{E}_{\text{в-ва}}$ – эквивалент растворенного вещества, г.

Концентрацию раствора можно выразить количеством молей растворенного вещества в 1 000 г растворителя. Такое выражение концентрации называют моляльностью раствора.

4. Моляльность – количество вещества в 1 кг растворителя (C_m).

5. Титр – масса растворенного вещества в 1 мл (см) раствора (Т).

Пример задачи: К 1 л 10 %-ного раствора КОН ($\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$) прибавили 0,5 л 5 %-ного раствора КОН ($\rho = 1,045 \text{ г/см}^3$). Объем смеси довели до 2 л. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.

Решение: Масса 1 л 10 %-ного раствора КОН 1092 г. В этом растворе содержится $1092 \times 10/100 = 109,2 \text{ г}$ КОН. Масса 0,5 л 5 %-ного раствора $1045 \times 0,5 = 522,5 \text{ г}$. В этом растворе содержится $522,5 \times 5/100 = 26,125 \text{ г}$ КОН.

В общем объеме полученного раствора (2 л) содержащееся КОН составляет $109,2 + 26,125 = 135,325 \text{ г}$. Отсюда молярность этого раствора $C_M = 135,325 / (2 \times 56,1) = 1,2 \text{ М}$, где 56,1 г/моль – молярная масса КОН.

При переходе от массовых концентраций (массовая доля, моляльность) к объемным (остальные) необходимо знать плотность раствора, которая определяется опытным путем с помощью ареометра.

Ареометр – это прибор для измерения плотности жидкостей. Он представляет собой запаянную стеклянную трубку с грузом на одном из ее концов и со шкалой. Шкала градуирована в единицах плотности (кг/м^3 или г/л). Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень ее поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости. Зная плотность раствора, можно в справочной литературе найти массовую долю растворенного вещества.

Ионное произведение воды. рН

Вода является слабым электролитом и в незначительной степени диссоциирует на ионы по реакции



Константа равновесия этого процесса описывается выражением:

$$K = [H^+] \cdot [OH^-]/[H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 22^\circ\text{C)}, \quad (12)$$

где $[H^+]$, $[OH^-]$, $[H_2O]$ – равновесные молярные концентрации соответствующих частиц. В знаменателе дроби – концентрация недиссоциированных молекул воды, которую можно считать постоянной и определить в 1 л, приняв массу 1 л воды за 1 000 г:

$$[H_2O] = 1000/18 = 55,56 \text{ моль/л.} \quad (13)$$

Тогда $K = [H^+] \cdot [OH^-]/55,56 = 1,8 \cdot 10^{-16}$ или $[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$.

Произведение молярных концентраций ионов водорода и гидроксида в водном растворе есть величина постоянная и называется константой воды или ионным произведением воды:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}. \quad (14)$$

Для определения кислотности водных растворов используется водородный показатель (pH):

$$pH = -\lg[H^+]. \quad (15)$$

В чистой воде:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}, \text{ pH} = -\lg[H^+] = 7. \quad (16)$$

Реакция среды водного раствора, в котором $[H^+] = [OH^-]$ и $pH = 7$, называется нейтральной.

В растворах кислот $[H^+] > [OH^-]$ и $pH < 7$, например, в 10^{-3} М растворе HCl

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-3} = 3. \quad (17)$$

Реакция среды водного раствора, в котором $[H^+] > [OH^-]$ и $pH < 7$, называется кислой (кислотной).

Помимо водородного показателя, часто пользуются гидроксильным показателем pOH:

$$pOH = -\lg[OH^-]. \quad (18)$$

Прологарифмировав выражение (7), получим уравнение, связывающее водородный и гидроксильный показатели:

$$pH + pOH = 14. \quad (19)$$

В щелочных растворах $[H^+] < [OH^-]$ и $pH > 7$, например, в $10^{-2}M$ растворе NaOH

$$pOH = -\lg 10^{-2} = 2, \quad pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12.$$

Реакция среды водного раствора, в котором $[H^+] < [OH^-]$ и $pH > 7$, называется щелочной. Реакцию среды водных растворов определяют с помощью кислотно-основных индикаторов, которые представляют собой растворы органических веществ, окраска которых изменяется в зависимости от pH раствора.

Кислотно-основные индикаторы – это вещества, изменяющие свою окраску в зависимости от показателя среды. Примеры таких индикаторов приведены в табл. 13.

Т а б л и ц а 13

**Изменение окраски кислотно-основных индикаторов
в зависимости от pH раствора**

Название	Цвет индикатора в среде		
	Кислая среда $[H^+] > [OH^-]$, $pH < 7$	Нейтральная среда $[H^+] = [OH^-]$, $pH = 7$	Щелочная среда $[OH^-] > [H^+]$, $pH > 7$
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Желтый
Метиловый красный	Красный	Желтый	Желтый
Метиловый оранжевый	Желтый; при $pH < 3$ – красный	Желтый	Желтый
Метиловый фиолетовый	Желто-зеленый	Фиолетово- голубой	Фиолетово- голубой
Тимоловый синий	Желтый	Желтый	Синий
Тимолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Синий
Индигокармин	Голубой	Голубой	Желтый

Для более точного определения значения pH растворов используют сложную смесь нескольких индикаторов, нанесенную на фильтровальную бумагу (так называемый универсальный индикатор Кольтоффа). Полоску индикаторной бумаги обмакивают в исследуемый раствор, кладут на белую непромокаемую подложку и быстро сравнивают окраску полоски с эталонной шкалой для pH, рис. 15.

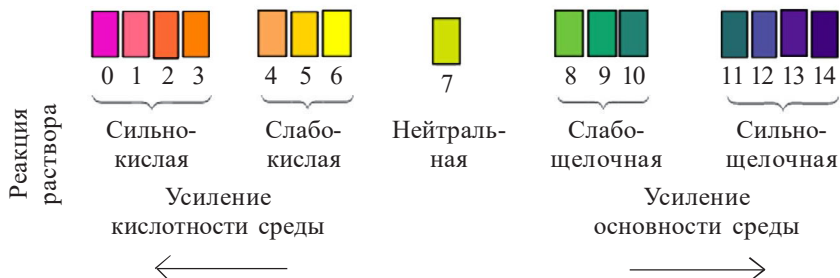


Рис. 15. Определение реакции среды с помощью индикаторной бумаги

Лабораторная работа 11

**ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ
РАЗЛИЧНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ
И ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH**

Используемые материалы

Посуда

1. Шпатель для сухих веществ;
2. Стеклянная палочка;
3. Мерные цилиндры;
4. Пробирки;
5. Стаканы.

Химические вещества

1. Вода дистиллированная H_2O ;
2. Хлорид натрия $NaCl$;
3. Гидроксид натрия $NaOH$;
4. Раствор соляной кислоты HCl ;
5. Хлорид бария двухводный $BaCl_2 \cdot 2H_2O$;
6. Кислотно-основные индикаторы.

Оборудование

1. Пробиркодержатель.

Краткий ход работы

Растворы, приготовленные в задании 1, не выливаем, они нужны в задании 2! При расчетах концентрации растворов пользоваться табл. 2–4 из приложения.

Задание 1. Приготовить растворы заданной концентрации.

1. Приготовление растворов солей различной концентрации.

Из кристаллического вещества хлорида натрия $NaCl$ приготовить 50 мл 0,3 М раствора хлорида натрия. Для взвешивания вос-

пользоваться аналитическими весами. Самостоятельно выбрать колбу для приготовления раствора. Выбор обосновать.

2. Приготовление растворов щелочей различной концентрации:

А) Из кристаллического вещества гидроксида натрия NaOH приготовить 20 мл 15,09 % раствора гидроксида натрия. Для взвешивания воспользоваться аналитическими весами. Самостоятельно выбрать посуду для приготовления раствора. Выбор обосновать.

Б) Из 15,09 % раствора гидроксида натрия приготовить 0,5 % раствор объемом 25 мл. Самостоятельно выбрать посуду для приготовления раствора. Выбор обосновать.

3. Приготовление растворов кислот различной концентрации (при расчетах учесть, что концентрированная соляная кислота содержит 37,3 % HCl. Самостоятельно выбрать посуду для приготовления раствора. Выбор обосновать):

А) Из концентрированной соляной кислоты приготовить раствор 0,9391 М объемом 50 мл.

Б) Из 3,374 % раствора соляной кислоты приготовить 0,001 М раствор объемом 100 мл.

В) Из концентрированной соляной кислоты приготовить 0,1 М раствор объемом 50 мл.

4. Приготовление растворов солей различной концентрации.

Из кристаллического вещества хлорида бария $\text{BaCl}_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$ приготовить:

А) 5 М раствор объемом 50 мл;

Б) 0,1 М раствор объемом 100 мл.

Задание 2. Подобрать оптимальный индикатор для определения кислотности раствора и определить рН растворов.

Для приготовленных растворов в опытах 1–4 с помощью универсальной индикаторной бумаги и 2–3 кислотно-основных индикаторов на выбор определить кислотность среды. Привести теоретические расчеты для кислот и оснований, получившихся в задании 1. В отчете необходимо, чтобы рН каждого раствора был определен как минимум 3 индикаторами и рассчитан.

Сделайте вывод по работе: запишите все наблюдения, зарисуйте используемые приборы и установки, отметьте назначение ис-

пользуемого вами оборудования, сравните различные способы приготовления растворов.

Вопросы для самоподготовки

1. Что такое раствор? Чем отличается раствор от химического соединения и механической смеси? Что общего у раствора и химического соединения; у раствора и механической смеси?

2. По способности растворяться в воде на какие группы разделяют вещества? Приведите примеры.

3. Что такое массовая доля растворенного вещества в растворе? Какие значения она может принимать?

4. К 1 л раствора с массовой долей HCl 20 % ($\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$) добавили 400 см^3 раствора с массовой долей HCl 5 % ($\rho = 1,024 \text{ г/см}^3$). Вычислите массовую долю HCl в полученном растворе.

5. Вычислить молярную концентрацию раствора сульфата калия, 20 мл которого содержат 1,74 г этой соли.

6. Вычислите: а) процентную ($C_{\%}$); б) молярную ($C_{\text{м}}$); в) эквивалентную ($C_{\text{н}}$); г) моляльную ($C_{\text{м}}$) концентрации раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см^3 воды, если плотность его 1,031 г/см^3 . Чему равен титр (T) этого раствора?

7. Дайте определение понятию «индикатор». Какие индикаторы вам известны?

8. Среду с каким диапазоном pH считают нейтральной, кислой и щелочной?

9. По какой формуле можно рассчитать pH раствора сильной кислоты?

10. Какое значение имеет знание величины pH в различных областях науки, техники, медицины?

Тема 7

ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ ДЛЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ТЕРМОХИМИЯ

Цель: проверить закона Гесса с помощью различных химических превращений.

Раздел термодинамики, экспериментально изучающий изменение теплоты в ходе химических реакций, называется *термохимией*. Инженер-проектировщик нового химического производства должен знать, сколько теплоты выделяется или поглощается в каждой химической реакции, чтобы быть уверенным, что его установка пригодна для проведения этих реакций. Для того чтобы установка работала с максимальной экономией, нужно знать, сколько теплоты необходимо подвести к одному участку и сколько отвести от другого. Термохимия дает информацию об энергетических ресурсах той или иной реакционной системы.

Теплота химических реакций

Реакционный сосуд может быть рассмотрен как термодинамическая система. Протекание химической реакции связано с разрушением старых и образованием новых химических связей между атомами и молекулами. При этом происходит изменение внутренней энергии системы, которая, как мы видели, может переходить в окружающую среду и проявляться в виде теплоты и работы. Если в результате химической реакции внутренняя энергия системы уменьшается, то избыток ее переходит в окружающую среду.

В условии *изохорического процесса* ($V = \text{const}$), например, при проведении реакции в автоклаве, изменение внутренней энергии полностью проявляется в виде теплоты:

$$\int_1^2 (dQ)_V = \int_1^2 dU = \Delta Q_V = \Delta U. \quad (20)$$

Смысл этого соотношения состоит в том, что *теплоту реакции, поглощаемую (выделяемую) при постоянном объеме, можно отождествить с изменением термодинамической функции состояния*. Например, с точки зрения *термодинамики* реакцию взаимодействия 0,5 молей водорода и 0,5 молей хлора с образованием 1 моля хлористого водорода



можно представить как переход системы из начального состояния 1 в конечное состояние 2 (рис. 16).



Рис. 16. Изменение внутренней энергии при протекании химической реакции

С позиций изменения внутренней энергии любую химическую реакцию (при $V = \text{const}$) можно представить в виде алгебраического уравнения, в которое входят мольные значения внутренних энергий компонентов:

$$U_{\text{HCl}} - \frac{1}{2}U_{\text{H}_2} - \frac{1}{2}U_{\text{Cl}_2} = \Delta U. \quad (22)$$

Таким образом, тепловой эффект реакции при $V = \text{const}$ характеризует изменение внутренней энергии. Для реакции (21) тепло выделяется в окружающую среду, и в соответствии с принятыми нами правилом знаков $\Delta Q_V = \Delta U < 0$. В классической термохимии

такие реакции называют экзотермическими, а самой теплоте \overline{Q}_V приписывают противоположный термодинамической величине знак: $\Delta Q_V = -\overline{Q}_V$.

Изобарические ($P = \text{const}$) условия в химии реализуются наиболее часто (например, проведение реакций в открытых условиях при атмосферном давлении). В этом случае, согласно первому закону термодинамики, *теплота, поглощаемая (выделяемая) системой при постоянном давлении, также совпадает с изменением термодинамической функции состояния – энтальпией:*

$$\int_1^2 (dQ)_P = \int_1^2 dH = \Delta Q_P = \Delta H. \quad (23)$$

Измеряемый в термохимии тепловой эффект реакции \overline{Q}_P традиционно записывается с противоположным термодинамической величине (энтальпии) знаком: $\Delta Q_P = -\overline{Q}_P$.

Следует обратить внимание, что в изобарических условиях изменение внутренней энергии системы связано с переходом энергии в окружающую среду в виде теплоты и работы расширения:

$$dH - dU = PdV = RdT. \quad (24)$$

Если реакция идет без изменения объема ($dV = 0$), то изменения энтальпии и внутренней энергии одинаковы, т. е. тепловые эффекты при постоянном объеме и постоянном давлении совпадают.

Правило Гесса

В 1840 г. член Санкт-Петербургской академии наук Герман Гесс на основании большого числа выполненных им измерений теплот нейтрализации кислот аммиаком и щелочами сформулировал основное правило термохимии: тепловые эффекты химических реакций, проводимых в условиях $P = \text{const}$ либо $V = \text{const}$, не зависят от пути реакции и определяются только природой и состоянием исходных веществ и продуктов реакции.

Интересно, что это правило было сформулировано Гессом раньше, чем Ю. Майер сформулировал первый закон термодинамики (1842), из которого и вытекают два очень важных для химии следствия:

1. При условии $V = \text{const}$, $Q_V = \Delta U = U_2 - U_1$ тепловой эффект реакции является свойством состояния (не зависит от пути перехода).

2. При условии $P = \text{const}$, $Q_P = \Delta H = H_2 - H_1$ тепловой эффект реакции является свойством состояния (не зависит от пути перехода).

Поскольку U и H – функции состояния, изменения dU и dH однозначно определяются лишь конечным и начальным состояниями системы, т. е. не зависят от пути процесса и способа осуществления реакции. Для реакции с точно известными исходными и конечными веществами не имеет значения, сразу ли получаются из исходных веществ конечные продукты или через промежуточные стадии.

Проиллюстрируем правило Гесса двумя примерами.

Пример 1. Железо, реагируя с кислородом, может сразу образовывать высший оксид по реакции 1 (рис. 17):

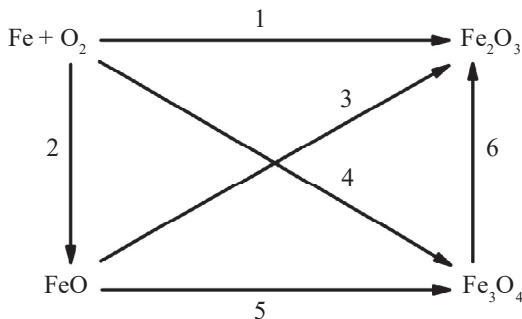
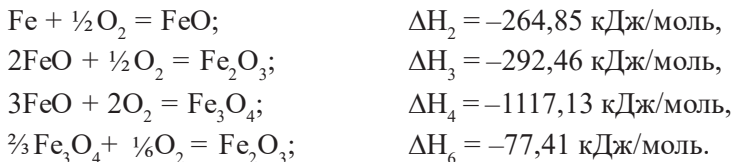
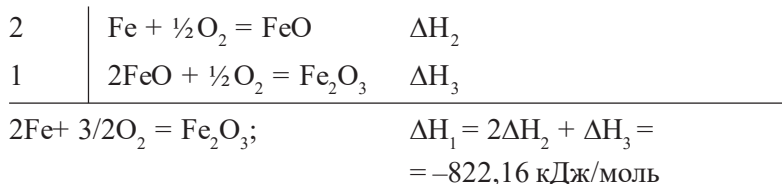


Рис. 17. Схема, иллюстрирующая правило Гесса

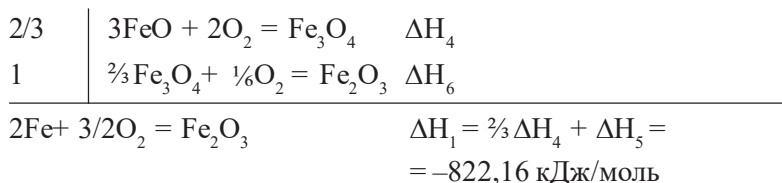
Эта же реакция может протекать через другие последовательные стадии с образованием промежуточных оксидов:



При вычислениях по правилу Гесса химическими уравнениями удобно пользоваться как алгебраическими:

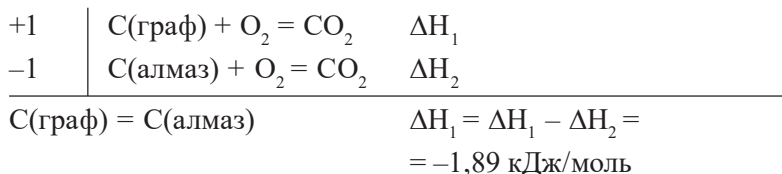


или



Из приведенного примера видно, что, согласно правилу Гесса, энтальпия (теплота) образования оксида Fe_2O_3 , не зависит от пути реакции, а зависит только от начального и конечного состояния системы.

Пример 2. Теплоту перехода графита в алмаз экспериментально определить практически невозможно. Однако можно с большой точностью определять теплоты сгорания реакций:



Из приведенного примера видно, что при помощи правила Гесса можно вычислить теплоту какой-либо реакции без ее непосредственного измерения.

Из правила Гесса вытекает очень важное для химии следствие: энтальпия реакции ΔH_p равна сумме энтальпий (теплот) образования продуктов реакции $\sum_i \nu_i \Delta H_i$; за вычетом суммы энтальпий (теплот) образования исходных веществ $\sum_j \nu_j \Delta H_j$:

$$\Delta H_p = \sum_i \nu_i \Delta H_i - \sum_j \nu_j \Delta H_j, \quad (25)$$

где ν_i – стехиометрические коэффициенты продуктов; ν_j – стехиометрические коэффициенты исходных веществ.

Стандартные энтальпии образования веществ, сгорания и других реакций

Для практического использования правила Гесса необходимо прийти к некоторым предварительным соглашениям. Дело в том, что абсолютное значение внутренней энергии U и энтальпии H в рамках феноменологической термодинамики определить невозможно. Из химического эксперимента мы получаем информацию только об их изменениях ($\Delta U = U_2 - U_1$, или $\Delta H = H_2 - H_1$). Удобно привести эти термодинамические величины к единой шкале, а следовательно, нужно договориться, какое состояние целесообразно принять за начало отсчета. В термодинамике говорят: выбрать стандартное состояние. В принципе можно принять любые параметры системы в качестве стандартных, но приняли наиболее естественные: температуру $T^0 = 298$ К и давление $P^0 = 1$ атм, а также договорились, что стандартная энтальпия элементов в стабильной модификации при $T^0 = 298$ К и $P^0 = 1$ атм принимается равной нулю. Естественно, энтальпия образования такого простого вещества самого из себя также равна нулю. Так, например, ΔH_{298}^0 газов O_2 , H_2 , N_2 , равны нулю, в то же время энтальпии образования атомарных O , H и M не равны нулю, так как для образования атомов из устойчивых в стандартном состоянии молекул необходимо затратить энергию.

Поскольку энтальпия является функцией состояния, нам нет необходимости табулировать значения теплот всех реакций, достаточно иметь сведения об энтальпиях лишь минимума реакций, из которых можно получить все остальные. Подобный минимум, принятый всеми учеными и инженерами, представляет собой стандартные энтальпии образования и сгорания соединений. Эти величины табулируются в различных термодинамических справочниках и в качестве примера для некоторых соединений приведены в табл. 14.

Стандартная энтальпия образования ΔH_{298}^0 – теплота, выделяемая (поглощаемая) при образовании 1 моля вещества из простых веществ, его составляющих, находящихся в стандартных состояниях. Например, молярная энтальпия образования углекислого газа определяется теплотой реакции сгорания графита (стабильной формы углерода), а не алмаза. На рис. 18 показано, каким образом значение стандартной энтальпии образования может быть отрицательным или положительным.

Т а б л и ц а 14

Стандартные энтальпии образования ΔH_{298}^0 и сгорания ΔH_{298}^0 (сг) некоторых веществ

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔH_{298}^0 (сг), кДж/моль
H ₂ O (г)	–241,81	CH ₄ (г)	–74,81	–890,4
H ₂ O (ж)	–285,83	C ₂ H ₂ (г)	+226,8	–1300
H ₂ O ₂ (ж)	–187,88	C ₂ H ₄ (г)	+52,3	–1411
NH ₃ (г)	–45,94	C ₂ H ₆ (г)	–84,64	–1560
HNO ₃ (ж)	–174,1	CH ₃ OH(ж)	–239,0	–726,1
NO (г)	+91,26	C ₂ H ₅ OH(ж)	–277,0	–1368
NO ₂ (г)	+34,19	CH ₃ COOH	–484,2	–874
N ₂ O ₄ (г)	+11,11	C ₆ H ₅ OH(ж)	–165,0	–3054
MgO	–601,49	сахароза	–2222	–5645
MgCO ₃ (т)	–1095,85	–		

Стандартная энтальпия сгорания ΔH_{298}^0 (сг) – теплота, поглощаемая (выделяемая) при полном сгорании 1 моля вещества в атмосфере кислорода при 1 атм. Поскольку в подобных реакциях теплота обычно выделяется из системы, значения ΔH_{298}^0 (сг) отрицательны.

Например, стандартная энтальпия сгорания этилена определяется теплотой реакции

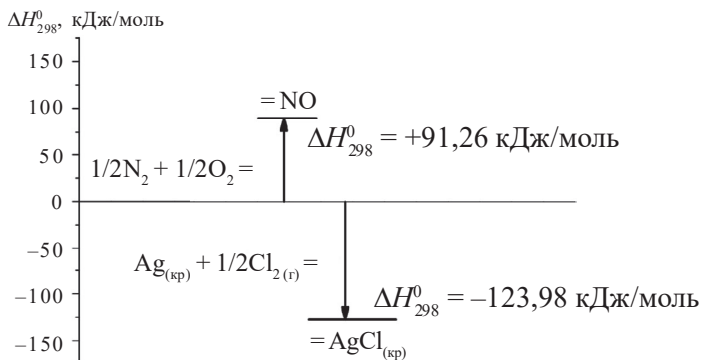
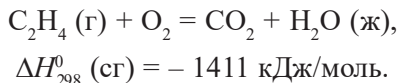


Рис. 18. Схема приведения стандартных энтальпий образования соединений из элементов к единой шкале

Часто невозможно определить энтальпию образования соединения непосредственно путем измерений этой величины, так как эта реакция или вообще не может протекать (например, $\text{C}(\text{г}) = \text{C}(\text{алм})$), или имеет очень малую скорость. В то же время теплоты сгорания соединений, в особенности органических, сравнительно легко измерить.

Проиллюстрируем сказанное на примере вычисления энтальпии образования уксусной кислоты ΔH_{298}^0 из известных значений энтальпий сгорания участников реакции:

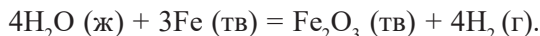
+2	$\text{C}(\text{граф}) + \text{O}_2 = \text{CO}_2 (\text{газ})$	$\Delta H_1^0 = -393,5 \text{ кДж/моль}$
+2	$\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$	$\Delta H_2^0 = -285,83 \text{ кДж/моль}$
-1	$\text{CH}_3\text{COOH} (\text{ж}) + 2\text{O}_2 (\text{газ}) =$ $= 2\text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$	$\Delta H_3^0 = -874 \text{ кДж/моль}$



$$\Delta H_4^0 = 2 \times \Delta H_1^0 + 2 \times \Delta H_2^0 - \Delta H_3^0 = -484,68 \text{ кДж/моль}$$

Стандартная энтальпия реакции $\Delta H_{298}^0(p)$ – теплота, поглощаемая (выделяемая) в стандартных условиях при взаимодействии определенного числа молей реагентов, задаваемого уравнением реакции.

Пример 1. Железо в стандартных условиях при соприкосновении с водой ржавеет. Процесс может быть описан следующей реакцией:

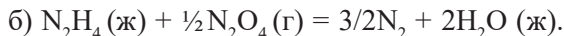
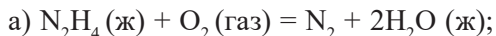


Стандартная энтальпия (тепловой эффект при $P = \text{const}$) реакции будет равна

$$\begin{aligned}\Delta H_{298}^0(p) &= \Delta H_{298}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 4\Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) = \\ &= -822,16 - 4(-285,83) = 321,16 \text{ кДж/моль}.\end{aligned}$$

$\Delta H_{298}^0(p)$ положительная, т. е. реакция идет с поглощением тепла. Как видно, нет оснований относить стандартную энтальпию реакции к 1 молью железа или водяного пара, или оксида Fe_2O_3 . Напротив, ее относят целиком к реакции, как она записана.

Пример 2. В ракетах на жидком топливе в качестве топлива (восстановителя) используют гидразин N_2H_4 , а в качестве окислителя можно использовать кислород или N_2O_4 – диазотетраоксид. Реакции сгорания топлива можно записать:



Используя справочные данные стандартных энтальпий образования (N_2H_4 $\Delta H_{298}^0 = 50,42$ кДж/моль, N_2O_4 $\Delta H_{298}^0 = 11,11$ кДж/моль), можно дать оценку количеству теплоты, запасенному в ракетном топливе при использовании того или другого окислителя:

$$\text{а) } \Delta H_{298}^0 = 2 \times (-285,83) - 50,42 = -521,24 \text{ кДж/моль};$$

$$\text{б) } \Delta H_{298}^0 = 2 \times (-285,83) - 50,42 - \frac{1}{2} \times 11,11 = -526,79 \text{ кДж/моль}.$$

Энтальпии реакций отрицательны, т. е. выделяемое тепло, переходя в работу, создает реактивную тягу, причем в расчете на один моль гидразина использование окислителя N_2O_4 , по сравнению с кислородом, предпочтительнее.

Лабораторная работа 12

ТЕРМОХИМИЯ

Используемые материалы

Посуда

1. Шпатель для сухих веществ;
2. Стеклянная палочка;
3. Мерные цилиндры;
4. Пипетки;
5. Пробирки;
6. Стаканы;
7. Термометры ртутные;
8. Весовое стекло;
9. Шприц Жане;
10. Пробиркодержатель.

Химические вещества

1. Вода дистиллированная H_2O ;
2. Раствор гидроксида натрия $NaOH$;
4. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
5. Перенасыщенный раствор ацетата натрия CH_3COONa ;
6. Ацетат натрия CH_3COONa .

Приборы

1. Весы технические;
2. Плитка электрическая;
3. Пинцет.

Краткий ход работы

Задание 1. Изучить тепловой эффект реакции.

Наблюдаем тепловой эффект химической реакции на примере кристаллизации ацетата натрия из перенасыщенного раствора.

Процесс растворения и кристаллизации ацетата натрия схематично описан на рис. 19.

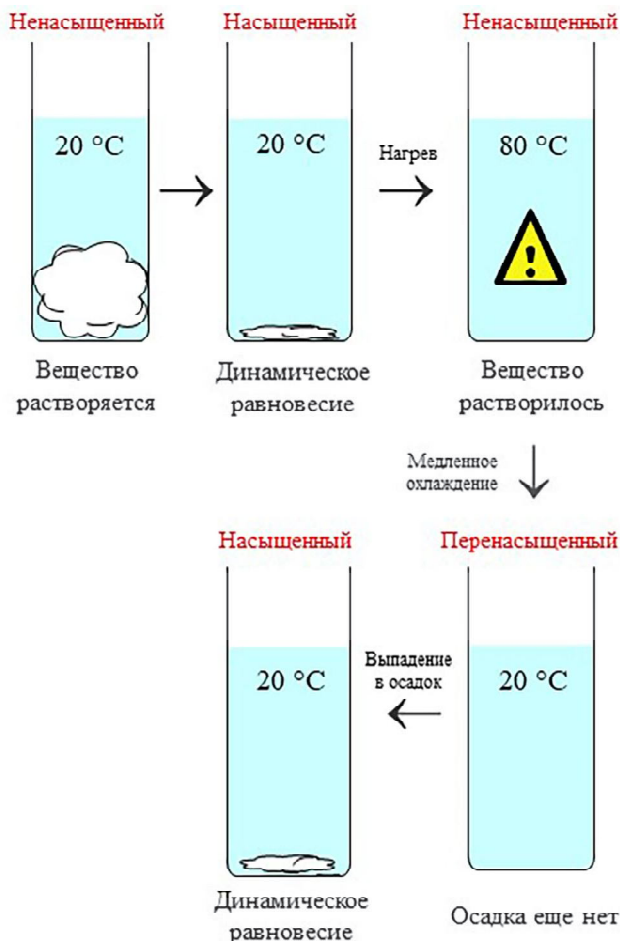


Рис. 19. Схема процесса и кристаллизации

Подготовьте водяную баню, для этого в термостойкий стакан на 300 мл налейте 150 мл воды и доведите до кипения. Опустите в кипяток баночку с ацетатом натрия CH_3COONa . Подождите 10 мин. Пинцетом достаньте баночку из кипятка. Вылейте в чистый хими-

ческий стакан на 50 мл (или большую пробирку) ацетат натрия из баночки. Поставьте стакан с ацетатом на подставку. Макните конец деревянной палочки в раствор в пробирке. Протрите влажный конец палочки салфеткой. Смочите пробку от пробирки/стакана горячей водой. Закройте пробирку пробкой. Подождите 15 мин. Коснитесь раствора палочкой. Наблюдаем рост множества кристаллов от центра кристаллизации. Внимательно следите за изменением температуры.

Задание 2. Доказать, что температура является функцией состояния.

1. Отмерить 25 мл серной кислоты. Налить в два разных стакана по 25 мл.

2. Отмерить 30 мл гидроксида натрия. Налить в два разных стакана по 30 мл. Набираем раствор гидроксида натрия в шприцы Жане.

3. Собираем два простейших калориметра как на рис. 20.

Для колориметра используется стакан, вставленный в изолирующую трубу из пенопласта и закрытый сверху пенопластовой пробкой, в пробку вставлены шприцы Жане и термометры.

Лабораторный штатив состоит из нескольких частей, а именно:

1) чугунной подставки, которая имеет большую площадь и массу, ее значение – придавать стойкость штативу;

2) стержня, на нем при помощи муфт укрепляют кольца и лапку;

3) кольца для штатива, которое необходимо для удерживания химической посуды во время эксперимента;

4) муфты и винтов муфты, необходимых для фиксации кольца или лаки на стержне на разной высоте, винт муфты служит для изменения фиксации лапки и кольца на стержне штатива;

5) винта лапки, который используется для регулировки закрепления химической посуды;

6) лапки, необходимой для закрепления пробирок;

4. Фиксируем начальную температуру жидкости в стакане, а затем, в первом случае, 3 раза по 10 мл приливаем NaOH, а во втором – 1 раз по 30 мл. После каждого добавления раствора щелочи в раствор кислоты фиксируем изменение температуры.

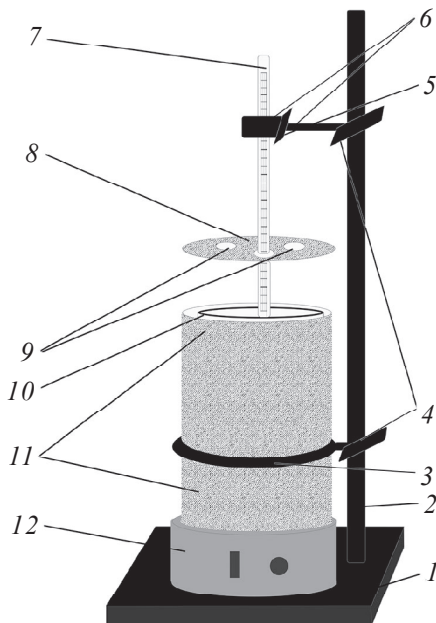


Рис. 20. Схема сборки установки:

1 – подставка; 2 – стержень; 3 – кольцо; 4 – муфта и винт муфты; 5 – винт лапки; 6 – лапка; 7 – термометр; 8 – пробка с отверстиями; 9 – места крепления шприцов Жане; 10 – стеклянный стакан; 11 – изоляционный стакан; 12 – магнитная мешалка

Считаем суммарное изменение температуры в первом и втором случае. Записываем протекающую реакцию. Описываем и объясняем наблюдаемые изменения.

Сделайте вывод по работе: запишите все наблюдения, зарисуйте используемые приборы и установки, отметьте назначение используемого вами оборудования, объясните и сравните протекающие процессы.

Вопросы для самоподготовки

1. Понятие термодинамической системы, виды термодинамических систем. Термодинамический процесс, типы термодинамических процессов.

2. Свойства функций состояния. Докажите (на примере 1 моля идеального газа), что объем системы $V = f(P, T)$ является функцией состояния.

3. Докажите, что основной закон термохимии – правило Гесса – является следствием 1-го закона термодинамики.

4. Известны энтальпии сгорания (ΔH_{298}^0 кДж/моль) следующих веществ:

$$\text{C(гр)} \quad \Delta H_{298}^0 = -394;$$

$$\text{H}_2 \quad \Delta H_{298}^0 = -286;$$

$$\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) \quad \Delta H_{298}^0 = -1560;$$

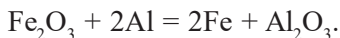
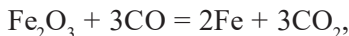
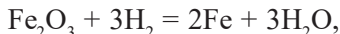
$$\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) \quad \Delta H_{298}^0 = -1411.$$

Вычислить стандартные энтальпии образования этана $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$ и этилена $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$.

5. Рассчитайте ΔH_{298}^0 реакции образования одного моля ZnSO_4 из ZnS и кислорода по следующим данным:



6. Используя справочные данные, определите, какое количество теплоты выделится (поглотится) при восстановлении 100 г оксида железа (III) по различным реакциям в стандартных условиях и при 1000 К:



СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Алексеев В. Н. Количественный анализ / В. Н. Алексеев ; под ред. д-ра хим. наук П. К. Агасяна. – 4-е изд., перераб. – Москва : Химия, 1972. – 504 с.

Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. – 4-е изд., испр. – Москва : Высшая школа, 2011. – 743 с. – ISBN 5-06-003363-5.

Ахметов Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учеб. пособие для вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Булыгина. – 5-е изд., испр. – Москва : Высшая школа, 2003. – 367 с.

Гольдфарб Я. Л. Сборник задач и упражнений по химии : учеб. пособие для учащихся 8–10 класс / Я. Л. Гольдфарб, Ю. В. Ходаков, Ю. Б. Додонов. – Москва : Просвещение, 1986. – 191 с. – ISBN 5-09-000259-2.

Емельянов В. А. Неорганическая химия : учеб. пособие для студентов младших курсов ФЕН, МФ, ГГФ НГУ / В. А. Емельянов, Н. Г. Наумов, Т. Д. Федотова. – Новосибирск : НГУ, 2011. – 224 с.

Клюквина Е. Ю. Основы общей и неорганической химии : учеб. пособие для студентов высших учебных заведений / Е. Ю. Клюквина, С. Г. Безрядин. – 2-е изд. – Оренбург : ОГАУ, 2011. – 505 с. – ISBN 978-5-88838-697-2.

Лидин Р. А. Химические свойства неорганических веществ : учеб. пособие для вузов / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева ; под ред. Р. А. Лидина. – 6-е изд., стереотип. – Москва : АРГАМАК–МЕДИА : ИНФРА–М, 2014. – 480 с. – ISBN 978-5-00024-015-1 (АРГАМАК–МЕДИА), ISBN 978-5-15-009606-3 (ИНФРА–М).

Некрасов Б. В. Основы общей химии : [в 3 т.] / Б. В. Некрасов. – Москва : Химия, 1965–1970.

Некрасов Б. В. Учебник общей химии / Б. В. Некрасов. – 4-е изд., перераб. – Москва : Химия, 1981. – 660 с.

Неорганическая химия. Химия элементов : [в 2 т.] / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев, А. Ю. Цивадзе. – Москва : Изд-во МГУ : ИКЦ «Академкнига», 2007.

Общая и неорганическая химия : учеб. справочник / А. Ф. Гусева, И. Н. Агманских, Л. И. Балдина [и др.] ; под общ. ред. С. С. Нохрина. – Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2012. – 80 с. – ISBN 978-5-7996-0737-1.

Основы аналитической химии : в 2 т. Т. 1 : учеб. для студ. учреждений высших проф. образования / Т. А. Большова, Г. Д. Брыкина, А. В. Гармаш

[и др.]; под ред. Ю. А. Золотова. – Москва : Армения, 2012. – 384 с. – ISBN 978-5-4468-0518-1.

Петров А. Н. Химическая термодинамика: избранные главы химии для физиков : учеб. пособие / А. Н. Петров. – Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2006. – 300 с. – ISBN 5-7996-0241-2.

Справочник по химии : пособие для учащихся / П. А. Вознесенский, А. А. Каверина, К. Я. Парменов, Л. Я. Цветков, Д. А. Эпиштейн. – Москва : Просвещение, 1986. – 191 с.

Угай Я. А. Общая и неорганическая химия / Я. А. Угай. – Москва : Высшая школа, 1997. – 527 с.

РЕКОМЕНДУЕМЫЕ ИНФОРМАЦИОННЫЕ РЕСУРСЫ

Мануйлов А. В. Основы химии : интернет-учебник / А. В. Мануйлов, В. И. Родионов // Новосибирский государственный университет : [сайт]. – URL: <http://www.hemi.nsu.ru/index.htm> (дата обращения: 27.08.2019).

«Алхимик» : [сайт]. URL: <http://www.alhimik.ru/> (дата обращения: 27.08.2019).

Портал фундаментального химического образования в России. Наука. Образование. Технологии : [сайт]. URL: <http://www.chem.msu.ru/> (дата обращения: 27.08.2019).

ХиМиК : [сайт о химии]. URL: <http://www.xumuk.ru/> (дата обращения: 27.08.2019).

Институт биотехнологии, пищевой и химической инженерии (ин-биохим) Алтайского государственного технического университета имени И. И. Ползунова : [сайт]. URL: <https://www.chem-astu.ru/> (дата обращения: 27.08.2019).

Российский химико-технологический университет им. Д. И. Менделеева. Факультет естественных наук : [сайт]. URL: <http://onx.distant.ru/narposob.htm/> (дата обращения: 27.08.2019).

Т а б л и ц а 1

Атомные единицы массы

Элемент	Аг, а. е. м.	Элемент	Аг, а. е. м.
Н	1,00794	Cl	34.461
О	15,999	Ba	137.327
Na	22,989769	N	14.0067

Т а б л и ц а 2

**Плотности и концентрации растворов
хлороводородной кислоты**

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация HCl		Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация HCl	
	мас. %	моль/л		мас. %	моль/л
1,185	37,27	12,11	1,005	1,360	0,3748
1,015	3,374	0,9391	~1,000	—	0,001

Т а б л и ц а 3

**Плотности и концентрации растворов
гидроксида натрия**

Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация NaOH		Плотность при 20 °С, г/см ³	Концентрация NaOH	
	мас. %	моль/л		мас. %	моль/л
1,005	0,602	0,151	1,110	10,10	2,802
1,010	1,045	0,264	1,165	15,09	4,395

Области перехода окраски некоторых рН-индикаторов

Индикатор	Область перехода рН индикатора	Изменение окраски
Тимоловый синий	1,2–2,8	От красной к желтой
	8,0–9,6	От желтой к синей
Метиловый оранжевый	3,0–4,4	От красной к желтой
Ализариновый красный	3,6–5,2	От желтой к пурпурно-красной
Метиловый красный	4,4–6,2	От красной к желтой
Лакмус	5,0–8,0	От красной к синей
Фенолфталеин	8,2–10,0	От бесцветной к красно-фиолетовой
Тимолфталеин	9,4–10,6	От бесцветной к синей

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3	
Тема 1. ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ. ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ МЕДИЦИНСКОЙ ПОМОЩИ В ЛАБОРАТОРИИ. ПОСУДА И РЕАКТИВЫ. ИЗМЕРЕНИЕ ОБЪЕМОВ ЖИКОСТЕЙ, ВЗВЕШИВАНИЕ		4
Правила работы в химической лаборатории	4	
Оказание первой медицинской помощи в лаборатории	5	
Основная посуда, применяемая в практикуме. Основные препаративные приемы работы	7	
Способы разделения смесей и очистки веществ в лабораторных условиях	11	
Разделение гетерогенных смесей	11	
Разделение гомогенных смесей	18	
Способы разделения смесей, используемые в промышленности	29	
Хранение реактивов	31	
Вычисления	32	
Ведение рабочего журнала	33	
<i>Лабораторная работа 1</i> Ознакомление с лабораторной посудой и разделение твердых веществ ...		36
<i>Лабораторная работа 2</i> Ознакомление с лабораторной посудой и определение объема жидкости		41
<i>Лабораторная работа 3</i> Ознакомление с лабораторной посудой, определение объема жидкости и массы навески веществ с использованием различного оборудования ...		44
Тема 2. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. КЛАССИФИКАЦИЯ		48
Основные понятия и определения	48	
Атомно-молекулярное учение	58	

<i>Лабораторная работа 4</i>	
Закон сохранения масс	63
<i>Лабораторная работа 5</i>	
Типы химических реакций	66
Тема 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	69
Простые и сложные вещества	69
Характеристика металлов	69
Характеристика неметаллов	70
Характеристика оксидов	71
Характеристика оснований, щелочей	74
Характеристика кислот	79
Характеристика солей	84
<i>Лабораторная работа 6</i>	
Классы веществ. Оксиды и гидроксиды	92
<i>Лабораторная работа 7</i>	
Классы веществ. Кислоты и соли	96
Тема 4. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА И ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	100
Основные понятия	100
Типы окислительно-восстановительных реакций	104
Метод электронно-ионного баланса	107
<i>Лабораторная работа 8</i>	
Реакции ионного обмена	111
<i>Лабораторная работа 9</i>	
Окислительно-восстановительные реакции и реакции ионного обмена ...	115
Тема 5. ПОЛУЧЕНИЕ ГАЗОВ	120
Получение кислорода O_2	121
Получение водорода H_2	122
Получение азота N_2	123
Получение хлора Cl_2	124
Получение углекислого газа CO_2	125
Приборы для получения газов и способы собирания газов	126
Хранение и транспортировка газов	126

Лабораторная работа 10

Получение газов с помощью окислительно-восстановительных реакций ... 128

Тема 6. РАСТВОРЫ И ИНДИКАТОРЫ 133

Понятия «раствор» и «растворимость» 133

Способы выражения концентрации растворов 135

Ионное произведение воды. pH 137

Лабораторная работа 11

Приготовление растворов различной концентрации и определение pH ... 141

Тема 7. ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ
ДЛЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ТЕРМОХИМИЯ 144

Теплота химических реакций 144

Правило Гесса 146

Стандартные энтальпии образования веществ,
сгорания и других реакций 149

Лабораторная работа 12

Термохимия 153

Список рекомендуемой литературы 158

Рекомендуемые информационные ресурсы 160

Приложение 161

Учебное издание

Брюзгина Анна Владимировна
Урусова Анастасия Сергеевна
Гаврилова Людмила Яковлевна

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

Заведующий редакцией *М. А. Овечкина*
Редактор *В. И. Попова*
Корректор *В. И. Попова*
Компьютерная верстка *Г. Б. Головина*

Подписано в печать 16.03.2020. Формат 60×84/16.
Бумага офсетная. Цифровая печать.
Уч.-изд. л. 7,3. Усл. печ. л. 9,77. Тираж 30 экз. Заказ 27.

Издательство Уральского университета.
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4.
Тел.: +7 (343) 389-94-79, 350-43-28
E-mail: rio.marina.ovechkina@mail.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4.
Тел.: +7 (343) 358-93-06, 350-58-20, 350-90-13
Факс +7 (343) 358-93-06
<http://print.urfu.ru>

ДЛЯ ЗАМЕТОК

